

SERMONES
MAGELA

BARCA
CULTURA
LOGIA

UNIVERSITAT POLITÈCNICA CATALUNYA
Biblioteca



1400489321

QUÍMICA ==
VITICULTURA
ENOLOGÍA ==

N. G.^a de los Salmones

INGENIERO AGRÓNOMO

Inspector especial del Servicio Vitícola
Director de la Estación Ampelográfica Central y de sus Escuelas prácticas de Viticultura y Enología

J. Marcilla Arrazola

INGENIERO AGRÓNOMO

Agregado a la Estación Ampelográfica Central y Profesor de su Escuela práctica de Viticultura y Enología en Pamplona

QUÍMICA == VITICULTURA ENOLOGÍA ==



COMPENDIO

de estas materias, para uso de los que
siguen los Cursos y Conferencias en las
Escuelas prácticas de Viticultura y Enología, y para quienes se dedican al cultivo
del viñedo y elaboración y comercio de
vinos

R. 24699

MADRID
1922

5011A1000

Es propiedad de los autores.
Queda hecho el depósito
de ejemplares que marca
- - - la Ley - - -

0
DONATIVO

R. Ruiz

Erratas importantes que deben salvarse

<u>Página.</u>	<u>Línea.</u>	<u>Dice.</u>	<u>Debe decir.</u>
441	penúltima	una robada (988 m ²)	una robada (898 m ²)
476	36	metabisulfito al 50 por 100	metabisulfito al 0,5 por 100
Anuncio de la Casa Dujardin Salleron		24, Rue Parée	24, Rue Pavée

=====

Adición al Apéndice primero

Cuadro de las fórmulas químicas de los cuerpos más usados en Viticultura y Enología, con expresión de su estado físico.

Agua (pura, destilada)	H_2O	líquido.	
Acido nítrico	NO_3H	ídem.	
Amoníaco (gas)	NH_3	gaseoso.	
Acido clorhídrico...	ClH	ídem.	
Anhídrido sulfuroso (gas sulfuroso)....	SO_2	ídem.	
Bisulfito potásico ...	SO_3KH	sólido.	
Metabisulfito potá- sico	$S_2O_5K_2$	ídem.	
Acido sulfúrico	SO_4H_2	líquido.	
Anhídrido carbónico (gas carbónico) ...	CO_2	gaseoso.	
Sulfuro de carbono .	S_2C	líquido.	
Sosa cáustica	$Na(OH)$	sólido.	
Potasa cáustica	$K(OH)$	ídem.	
Carbonato sódico (sosa comercial).	anhidro (Sosa Solvay) .	CO_3Na_2	ídem.
	crystalizado (Cristales de sosa) ...	$CO_3Na_2 + 10H_2O$	ídem
Carbonato potásico (potasa comercial).	CO_3K_2	ídem.	
Cloruro sódico (sal común)	$ClNa$	ídem.	
Cloruro potásico....	ClK	ídem.	
Nitrato sódico	NO_3Na	ídem.	
Sulfato potásico	SO_4K_2	ídem.	
Sulfato amónico	$SO_4(NH_4)_2$	ídem.	
Fosfato amónico (monoamónico)	$PO_4(NH_4)H_2$	ídem.	

Oxido de calcio (cal viva).....	CaO	sólido.
Hidróxido de calcio (calapagada).....	Ca(OH)_2	ídem.
Carbonato cálcico (caliza pura).....	CO_3Ca	ídem.
Sulfato de calcio hidratado (yeso crudo).....	$\text{SO}_4\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O}$	ídem.
Fosfato bicálcico (Enofosfato).....	$(\text{PO}_4)_2\text{Ca}_2\text{H}$	ídem.
Sulfato ferroso, cristalizado.....	$\text{SO}_4\text{Fe}, 7\text{H}_2\text{O}$	ídem.
Permanganato potásico.....	MnO_4K	ídem.
Sulfato de cobre cristalizado.....	$\text{SO}_4\text{Cu}, 5\text{H}_2\text{O}$	ídem.
<hr/>		
Alcohol etílico (alcohol ordinario)....	$\text{C}_2\text{H}_5(\text{OH})$	líquido.
Glicerina.....	$\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$	ídem.
Acido acético.....	$\text{CH}_3(\text{COOH})$	ídem.
Acido tártrico.....	$(\text{CHOH})_2 - (\text{COOH})_2$	sólido.
Bitartrato potásico ..	$(\text{CHOH})_2 - (\text{COO})_2\text{HK}$...	ídem.
Tartrato de calcio...	$(\text{CHOH})_2 - (\text{COO})_2\text{Ca}$	ídem.
Tartrato neutro de potasio (cristalizado).....	$(\text{CHOH})_2 - (\text{COOK})_2$	ídem.
Acido cítrico.....	$\text{C}_3\text{H}_4(\text{OH}) - (\text{COOH})_3 + \text{H}_2\text{O}$	ídem.
Tanino (fórmula general).....	$\text{C}_{14}\text{H}_{10}\text{O}_9$	ídem.
Azúcar de uva (glucosa y levulosa)...	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	ídem.



ÍNDICES

	Página.
Al lector.....	1

Nociones de Química aplicada a la Viticultura y a la Enología

PRELIMINARES

El material necesario para experiencias, su manejo.—Trabajo del vidrio.—Preparación de tapones de corcho.—Cómo se prepara un filtro de papel.—Precauciones y recomendaciones generales para el manejo del material de laboratorio.....	5
----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---

QUÍMICA GENERAL

Capítulo I.—Materia, energía y estados físicos.—Ideas acerca de los cuerpos sólidos, líquidos y gaseosos.....	15
Capítulo II.—Cambios de estado.—Fusión y solidificación.—Evaporación, ebullición y condensación.—Sublimación.....	20
Capítulo III.—El peso y la densidad.—El peso.—Balanzas y granatarios.—La densidad.—Determinación de densidades.....	27
Capítulo IV.—Disolución.—Solubilidad, saturación y cristalización.—Mezclas frigoríficas.—Sobresaturación.—Estado coloidal.....	37
Capítulo V.—Mezcla y combinación.—Cuerpos simples y compuestos. Leyes de la combinación de los cuerpos.....	45
Capítulo VI.—Nociones sobre la teoría atómica.—Moléculas, átomos.—Teoría atómica.—Peso atómico.—Símbolos.—Tabla de pesos atómicos o peso de combinación de los principales cuerpos simples, con indicación de su símbolo y estado natural (en las condiciones ordinarias).—Fórmulas.—Igualdades químicas.—Valencia.....	50

Principales cuerpos simples y compuestos que pueden interesar al bodeguero y al agricultor

Capítulo VII.—Oxígeno.—Nitrógeno.—El aire atmosférico.—Ozono. Sus posibles aplicaciones enológicas.....	58
Capítulo VIII.—Hidrógeno.—El agua.—Aguas potables e impotables.—El agua para la bodega.—Agua destilada.....	69

	Página.
Capítulo IX.—Ideas generales sobre el cloro, bromo, yodo y fluor.	80
Capítulo X.—Azufre.	83
Capítulo XI.—Fósforo.	88
Capítulo XII.—Carbono.—Carbones naturales y artificiales.	89
Capítulo XIII.—Manera de nombrar los cuerpos compuestos y propiedades fundamentales que sirven para agruparlos.—Ácidos, bases y sales.—Cuerpos compuestos de solo dos elementos simples.—Observaciones sobre la reacción ácida o básica de las soluciones en agua de ciertas sales neutras, como el sulfato de cobre y el carbonato sódico (sosa comercial).	95
Capítulo XIV.—Medida de los ácidos y bases.—Soluciones normales de ácidos, bases y sales.—Soluciones valoradas especiales..	104
 Principales cuerpos formados por los metaloides entre sí.—Sus propiedades y aplicaciones más interesantes para el agricultor y el bodeguero.	
Capítulo XV.—Principales compuestos del Nitrógeno.—Ácido nítrico.—Amoníaco.	109
Capítulo XVI.—Principales compuestos del cloro con los restantes metaloides.—Ácido clorhídrico.—Otros ácidos que forma el cloro.—Ácido fluorhídrico.	112
Capítulo XVII.—Principales compuestos del azufre con los restantes metaloides.—Gas sulfhídrico.—Gas sulfuroso o anhídrido sulfuroso, estudio especial de este cuerpo, en relación con sus aplicaciones en Vinificación.—Ácido sulfúrico.	115
Capítulo XVIII.—Óxido de carbono.—Anhídrido carbónico (gas carbónico).—Sulfuro de carbono y sulfocarbonato de potasa.	126
Capítulo XIX.—Compuestos del silicio y del boro.—Sílice (anhídrido silíceo).—Ácido bórico.	134
Capítulo XX.—Estudio particular de los principales metales y cuerpos compuestos que forman.—Propiedades de los principales grupos de sales, cloruros, nitratos, sulfitos, sulfatos, fosfatos y carbonatos.	137
Capítulo XXI.—Metales alcalinos y principales compuestos que forman.—Sodio y potasio, idea de su existencia.—Óxidos y sales del sodio y del potasio.—Sosa cáustica.—Potasa cáustica.—Carbonato sódico (sosa comercial).—Carbonato potásico (potasa comercial).—Cloruro sódico (sal común).—Otras sales de potasio y sodio, interesantes para nuestro objeto. Sales amónicas más interesantes para nuestro objeto.	141
Capítulo XXII.—Metales alcalino térreos y principales compuestos que forman.—Calcio.—Principales compuestos de calcio (cal viva y apagada).—Cloruro cálcico, su aplicación como desecador	

de gases.—Sulfato cálcico (yeso).—Bario, e indicaciones de algunas sales que de este metal derivan.....	152
Capítulo XXIII.—Metales del tercer grupo. —Magnesio.—Óxido de magnesio.—Carbonato de magnesio, su existencia y papel en las tierras de labor.—Nociones sobre el zinc.—Nociones sobre el mercurio y sus combinaciones.....	159
Capítulo XXIV.—Aluminio y sus compuestos. —Las arcillas.....	162
Capítulo XXV.—Hierro, níquel, manganeso. —Idea de estos metales y estudio de sus sales más importantes para nuestro objeto.—Hierro.—Sulfato ferroso, sus aplicaciones en Viticultura. Otros compuestos ferrosos.—Ligera idea acerca del níquel.—Sus combinaciones.—Idea del manganeso y sus compuestos.—Permanganato potásico.....	167
Capítulo XXVI.—Nociones acerca del estaño y plomo. —Estaño, sus aplicaciones en el material enológico.—Plomo.....	174
Capítulo XXVII.—Metales de los grupos 7.º y 8.º. —Cobre.—Principales compuestos del cobre (sulfato de cobre y acetatos de cobre o Verdets).—Nociones acerca de la plata y sus compuestos.—Nociones acerca del platino.....	177

QUÍMICA ORGÁNICA

(Química del carbono)

Capítulo XXVIII.—Generalidades y clasificación de los cuerpos orgánicos. —Caracteres generales de los cuerpos llamados orgánicos.—Clasificación de las sustancias orgánicas.....	182
Capítulo XXIX.—Nociones acerca de los hidrocarburos. —Gas de los pantanos.—Petróleos.—Bencina.—Principales aplicaciones y propiedades.....	185
Capítulo XXX.—Alcoholes. —Estudio especial del alcohol ordinario o etílico.—Glicerina; su existencia en los vinos, su procedencia y papel en los mismos.—Idea acerca de la existencia de la manita.—Nociones acerca de los fenoles.—Ideas generales sobre los aldehídos.—Formol.—Etanal.....	188
Capítulo XXXI.—Ácidos orgánicos. —Taninos.—Ácido acético; su origen y papel en los vinos y vinagres.—Acetatos (acetatos de cobre o Verdets).—Ácido tártrico.—Tartratos.—Bitartrato potásico.—Tartrato de calcio.—Tartrato neutro de potasio.—Ácido cítrico.—Nociones sobre algunos otros ácidos orgánicos.—Taninos.....	196
Capítulo XXXII.—Ideas generales acerca de los éteres y cuerpos grasos. —Éteres, su papel en Enología.—Cuerpos grasos.—Jabones y bujías esteáricas.—Aceite de pepitas de uva.—Método sencillo de extracción.....	209

Capítulo XXXIII.—Azúcares, almidón y féculas, dextrina, gomas y materias pécticas, celulosa.—Azúcares.—Azúcar de uva.—Sacarosa, su posible empleo en Vinificación.—Almidón y féculas.—Dextrina.—Gomas y mucílagos.—Celulosa.—Maderas.	213
Capítulo XXXIV.—Compuestos orgánicos nitrogenados.—Idea general de los grupos llamados Aminas, alcaloides vegetales y amidas.—Ácido cianhídrico y sus aplicaciones en Agricultura.—Cianuros.	223
Capítulo XXXV.—Albuminoides.—Albúmina de huevo.—Albúmina de la sangre.—Fibrina.—Caseína.—Noticia de la existencia de albuminoides vegetales.—Colas y gelatinas.—Cola de carpintero.—Gelatinas para la clarificación de vinos.—Cola de pescado (ictiocola).—Idea sumaria de las diastasas.	227
Capítulo XXXVI.—Estudio sumario de las tierras de cultivo.—Suelo y subsuelo.—Propiedades físicas.—Componentes físicos. Separación de los componentes físicos de las tierras.—Análisis físicos de carácter elemental.—a) Modo de tomar la muestra.—b) Modo de realizar el análisis.—Determinación especial de la caliza.—Calómetros.—Método húngaro para la determinación de la caliza activa.—c) Ordenación de los datos.—Interpretación de los resultados y clasificación de las tierras.—Idea sumarisima de la alimentación de las plantas y de la constitución química de las tierras.—Elementos fertilizantes.	234
Capítulo XXXVII.—Estudio sumario de los abonos.—Los abonos orgánicos.—El estiércol.—Abonos verdes (abono sideral). Otros abonos orgánicos.—Los abonos minerales.—Abonos nitrogenados de nitrógeno amoniacal.—Sulfato amónico.—Abonos nitrogenados de nitrógeno nítrico.—Nitrato de sosa. Abonos fosfatados.—Fosfatos naturales.—Superfosfatos.—Escorias Thomas.—Abonos potásicos.—Cloruro potásico.—Sulfato potásico.—Acción del enyesado en las tierras.—Ideas generales acerca de otros abonos.—Gráfico indicador de los abonos que pueden mezclarse y los que no deben ser mezclados.	260
Capítulo XXXVIII.—Cuadro general de los productos enológicos. Cuadro general de los productos anticriptogámicos.—Referencias de cada uno de ellos.	275

VITICULTURA

Capítulo I.—Antigüedad y extensión del cultivo de la vid.—Ampelografía y Viticultura.—Definiciones.—Clasificación de las vides, según su procedencia.	281
--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----

Estudio de la planta.—Sus caracteres.—Raíz. —Angulo de geotropismo.—Escalas de resistencia a la <i>filoxera</i> , a la <i>caliza</i> y a la <i>sequia</i> .— TRONCO. —Ramos, hojas, zarcillos.—La flor.—El racimo.....	283
El brote, la floración y la madurez.....	302
Capítulo II.—Definición de los términos, género, especie, variedad, híbrido y mestizo. —Híbridos binarios, ternarios, cuaternarios y combinados o complejos.—Ejemplos de estos híbridos en Viticultura.—¿Cómo se obtienen los híbridos?—Hibridación.....	303
Cepas americanas, portainjertos y productores directos.—Afinidad.—Adaptación.—Agrupación de las cepas americanas. —Cuadro expresivo de esta agrupación.....	307
Estudio de las especies principales de vides americanas —RIPARIA. Variedades de Riparia.—RUPESTRIS.—Variedades de Rupestris.—BERLANDIERI.—Variedades de Berlandieri.....	314
Estudio de los híbridos principales.—Primera serie.—Portainjertos híbridos americano-americanos. —Riparia \times Rupestris número 3.309, de Coudere.—Idem íd. núm. 3.306, de Coudere. Idem íd. núm. 101 ¹⁴ Millardet.—Riparia \times Rupestris Lot número 6.736 R, Castel.—Riparia \times Berlandieri, núm. 161-49, Coudere.—Berlandieri \times Riparia núm. 420 A, de Millardet; 157-11, Coudere; 34 E y 33 E, de la Escuela de Montpellier.—Berlandieri \times Rupestris núms. 99 R y 110 R, Ritcher.—Rupestris \times Berlandieri núms. 301 A y 19 A, Millardet; 20.037, Castel; 42 y 140, Ruggeri.—Monticola \times Riparia números 18.808 y 18.804, de Castel.—Híbridos de Rupestris \times Monticola. Núm. 160-19, Coudere.—Idem de Cordifolia \times Riparia y de Cordifolia-Rupestris \times Riparia núms. 125 y 106 ⁸ , Millardet.—Tipos especiales de esta primera serie, de interés actual para el cultivo, núms. 228 I.—Castel (Solonis \times Rupestris Lot); 31 R (Berlandieri \times Novo Mexicana), Richter.—4.449 (144 Malegue \times Riparia).— Segunda serie.—Portainjertos vinífera-americanos. —Aramon \times Rupestris Ganzin núm. 1 (de Ganzin).—Idem, íd., íd., núm. 9 (de Ganzin).—Murviedro \times Rupestris núms. 1.202 y 1.203, de Coudere; 33 A.1 (Cabernet \times Rupestris), de Millardet, y 601, Coudere (Bourrisquou \times Rupestris).—Chasselas \times Berlandieri núm. 41 B, de Millardet.—Cabernet \times Berlandieri núm. 333 E, de la Escuela de Montpellier.—Núm. 19-62 Millardet e indicaciones acerca de otros tipos de la serie Vinífera Berlandieri.— Híbridos derivados de los anteriores. —Núms. 17.738, Castel (1.202 \times Berlandieri); núms. 4-7, Salas (1.202 \times Berlandieri); 18.741, Castel (1.202 \times Riparia); 19.617, Castel (1.203 \times	

Riparia); 8.342, Castel (Riparia X Aramon X Rupestris Ganzin); 150-15, Malegue (Berlandieri X Aramon X Rupestris Ganzin); 13.205, Coudere (601 X Monticola).....	317
Productores directos	327
Las cepas viníferas	329
Capítulo III.—Establecimiento del viñedo.—Los terrenos de la vid. Desfonde del terreno.—Trazado de la plantación, o sea mar- queo de la viña.—Plantación de la viña.—Acodos o mugro- nes.....	330
Capítulo IV.—El injerto.—Sistemas principales de injerto.—Los útiles del injertador.—Injerto de hendidura ordinaria. Preparación de la púa.—Idem del patrón.—Unión de la púa y el patrón.—Injerto de hendidura inglesa.—Preparación de la púa.—Preparación del patrón y unión de la púa y el patrón.—Injerto de hendidura de costado.—Injerto de es- cudete.— Epoca de injertar.—Cuidados que requiere el injerto.	344
Capítulo V.—Los viveros.—Viveros de pies madres.—Viveros de barbados.—Viveros de plantas-injertos.—Semilleros	352
Capítulo VI.—Las labores y los abonos.—Las labores.—Abona- dos.—Consideraciones.—Fórmulas diversas.—Epoca de abonar	360
Capítulo VII.—Poda de la viña.—Consideraciones sobre la poda. Los instrumentos para la poda.—Podadera, tijera y serru- cho.—¿Cuándo debe podarse la viña?—Examen de la cepa por el podador.—Sistemas de poda.—Poda en vaso.—Idem en cordón.—Idem en astas.—Idem Guyot.—La poda en ver- de.—Deshojado de la vid.—Incisión anular.....	372
Capítulo VIII.—Enfermedades del viñedo y accidentes que obran sobre él, produciendo daño a las plantas.—Clasificación de las enfermedades.—Enfermedades fito-parasitarias.—MILDIU.— Caracteres generales de esta enfermedad.—Compuestos para el tratamiento de este mal.—Caldo bordelés.—Idem borgoñés.—Idem del «Cupriol».—Disolución simple del sulfato de cobre.—Polvos cúpricos.—Epoca de los trata- mientos.—Aparatos para aplicar los tratamientos.—Canti- dades de caldos necesarias.— OIDIUM. —Caracteres generales para reconocer la enfermedad.—Compuestos para el tra- tamiento.—Epocas de los tratamientos.—Aparatos.—Canti- dades de azufre empleadas para cada tratamiento.—Black- rot (rot negro, podredumbre negra del grano).—White-rot (rot blanco).—Antraenosis.—Podredumbre gris del fruto.— Fumagina.—Melanosis.—Fungosidad de las raíces (podre- dumbre o blanco de la raíz).....	389
Capítulo IX.—Enfermedades zooparasitarias.—Filoxera.—Trata-	

mientos.—Gusanos blancos de la viña.—Altisa.—Piral.— Tratamientos contra la Piral.—Cochylis.—Tratamientos contra la cochylis.—Eudemis.—Tratamientos contra la eude- mis.—Cigarrero.—Cochinillas de la viña.—Eumolpo o es- cribano de la vid.—Erinosis.—Acariosis.—Otros parásitos animales.....	413
Capítulo X.—Alteraciones en las plantas debidas a la acción de acci- dentes meteorológicos. —Heladas.—Pedrisco.—Apoplejía.— Ennegrecimiento de la viña y escaldado del fruto.....	432
Capítulo XI.—Alteraciones en las plantas debidas a la acción de acci- dentes fisiológicos. —Corrimiento de la flor.—Clorosis.—Court- noué.—Gomosis.—Pardeado de la viña.—Tylosis.....	434
Capítulo XII.—El coste de la reconstitución del viñedo. —¿Cómo se es- tablece la cuenta de gastos y productos?—Ejemplo de for- mación de una cuenta de esta clase, especificando los gas- tos de <i>desfonde</i> , de <i>plantación</i> y del <i>cultivo anual</i>	437

ENOLOGÍA

Generalidades. —Enología.—Mosto.—Vino.—Definiciones.....	451
Capítulo I.—El fruto de la vid. Raspón.—Hollejos.—Pulpa.—Pe- pitas.—Marcha de la madurez del fruto.—Influencia del cli- ma, terreno y cuidados del cultivo sobre la maduración del fruto.....	451
Capítulo II.—El mosto; su composición. —Análisis del mosto, preparación de la muestra y determinaciones aproxima- das del azúcar (uso del mustímetro y del pesamostos) y determinación de la acidez.....	459
Capítulo III.—La vendimia. —¿Cuándo se debe vendimiar?— Construcción de gráficas de maduración y modo de inter- pretarlas.—Limpieza y preparación de la bodega y envases. Recolección del fruto y transporte a la bodega.—Estudio de los diversos procedimientos, a brazo y mecánicos, de en- trada del fruto en el cecedero.—Modos de efectuar el es- trujado.—La pisa.—Las pisadoras.—Pisadoras de rodillos. Turbinas centrífugas Paul y Janini.—Descripción, funcio- namiento y crítica de estos aparatos.—Despalillado.—Apa- ratos despalilladores.....	470
Capítulo IV.—Los fermentos y la fermentación —Las levaduras; su existencia sobre el hollejo, su papel en la fermentación.— Consideraciones acerca de ésta.—Condiciones de vida de las levaduras.—Nutrición de la levadura.—Respiración de la le- vadura.—Temperaturas más favorables para la levadura y la fermentación.—Resistencia de las levaduras a la acidez y al al-	

cohol.—Idea de la existencia de diferentes especies y razas de levaduras: levaduras elípticas, apiculadas y Pastorianas. Resumen elemental de la transformación del mosto en vino, por la fermentación	488
Capítulo V.—El gas sulfuroso en Vinificación. —Efectos del gas sulfuroso en la sulfitación de mostos.—Modos prácticos de empleo del gas sulfuroso.—Azufre, mechas azufradas, azufradores de mostos.—Metabisulfito potásico, modos de empleo.—Anhídrido sulfuroso líquido.—Sulfitómetros; descripción, como ejemplo, de los modelos Pacottet.—Dosis de gas sulfuroso que debe emplearse en cada caso.—Debourbage. Sulfitación de mostos tintos.—Dosis esterilizante de gas sulfuroso.—Dosis de gas sulfuroso empleada en distintas operaciones enológicas.—Ples de cuba y levaduras seleccionadas: juicio acerca del empleo de las últimas.....	498
Capítulo VI.—Correcciones del mosto —Su utilidad.—Mostos pobres en azúcar.—Mostos excesivamente dulces.—Corrección de la acidez; papel de los ácidos en el vino.—Mostos con acidez excesiva.—Mostos con escasa acidez, empleo de los ácidos tártrico y cítrico.—Mezcla con agraces y rebuscos. Corrección del tanino, papel del tanino en el vino.—Falta de tanino.—Exceso de tanino.—Corrección del color.—Falta de color.—Exceso de color.—Otras correcciones y adiciones que suelen practicarse en los mostos.—Enyesado; juicio acerca de esta operación; sus ventajas e inconvenientes.—Fosfatado.....	509
Capítulo VII.—La bodega y los envases de conservación y crianza. —La bodega, cocedero, condiciones que debe reunir.—Dimensiones del cocedero, cálculo del número de envases de fermentación necesarios.—Local de conservación, cuevas de crianza.—Envases de fermentación, envases de madera (conos).—Lagares de obra.—Depósitos o tinós de obra armada y cemento armado; sus condiciones.—El tamaño de los envases de fermentación.—Envases de conservación, crianza y transporte.....	521
Capítulo VIII.—Clasificación de los vinos para su estudio.....	533
Primer grupo.—Vinos de pasto y finos de mesa.—Elaboración de estos tipos de vinos.	
Capítulo IX.—Elaboración de vinos que fermentan con la casca. —Encubado y fermentación de vinos tintos.—Distintas maneras de encubar (cuba abierta y cerrada, sombreros flotante y sumergido, cubas especiales).—Cierres hidráulicos.—Tem-	

peraturas de fermentación.—Termómetro de máxima Du- jardin-Salleron.—Prácticas para evitar y prevenir las altas temperaturas de fermentación.—Refrigeración de mostos. Refrigerantes.—Temperaturas demasiado bajas de fermenta- ción.—Calefacción del local y calentamiento de mostos.— Estudio de la marcha de la fermentación.—Ejemplo de ho- jas y gráficas de la marcha de fermentación en un envase.	534
Capítulo X.—Descube; momento de descubrir; modos de efec- tuar el descube.—Bombas; indicación de algunos tipos de ellas.—Prensado de la brisa.—Vino de prensa.—Datos acer- ca de las proporciones medias de vino de yema y prensa; brisa; volumen que ésta ocupa, etc.—Fermentación lenta.	546
Capítulo XI.—Elaboración de vinos que deben fermentar sin la casca (vinos blancos vírgenes). —Vendimia.—La pisa.—Escurrido de la vendimia.—Las prensas; prensas discontinuas; expli- cación del mecanismo de las de palancas múltiples.—Des- cripción de los tipos Mabile y Marmonier o americanas, e indicaciones sobre los sistemas de rótula, resortes de acu- mulación, de presión, etc.—Prensas hidráulicas; funda- mento de su funcionamiento e indicaciones acerca de los tipos más conocidos en la actualidad.—Prensas continuas; su funcionamiento; juicio acerca de los tipos modernos de esta clase de prensas.—Purificación del mosto blanco (de- bourbage).—Corrección de los mostos vírgenes.—Fermen- tación.....	552
Capítulo XII.—Elaboración de vinos blancos con uvas tintas. —In- dicaciones generales acerca de su elaboración, y principal- mente de la decoloración de los mostos manchados, por medio de la aireación, sulfitación y empleo del negro ani- mal.....	566
Capítulo XIII.—Elaboración de vinos rosados y claretes. —Vinos ro- sados.—Vinos claretes.....	568

Cuidados generales de los vinos del primer grupo durante su crianza.

Capítulo XIV.—Rellenos.—Trasiegos.—Clarificación y filtración. — Consideraciones.—Trasiegos.....	569
Capítulo XV.—Clarificación y clarificantes. —Clarificantes albumi- noideos (sangre, albúmina de sangre, leche, caseína, claras de huevo y albúmina de huevo).—Clarificantes gelatino- sos (gelatina e ictiocola).—Nota relativa al empleo de todos los clarificantes de naturaleza orgánica animal.—Colas cla- rificantes líquidas.—Clarificantes de naturaleza orgánica ve-	

getal (papel sin cola).—Clarificantes de naturaleza inorgánica (tierra de Lebríja, kaolín, arenas cuarzosas). Epocas de clarificar.....	573
Capítulo XVI.—Filtración. —Filtros.—Clasificación de los filtros empleados en Enología.—Las materias filtrantes.—Descripción de algunos modelos de filtros.—Filtros de tejidos (holandés, Simonetón, etc.).—Filtros de pasta (Bobard, Rojat).—Filtros de amianto (Seitz).—Filtros de bujías esterilizantes (Maillié).—Lavado del material de filtración....	580
Capítulo XVII.—Pasteurización. —Pasteurización en botellas.—Aparatos pasteurizadores.—Esterilización y azufrado de envases.	589
Capítulo XVIII.—Nociones acerca de la acción que ejercen sobre los vinos, el frío, la aireación, la congelación, la gasificación con gas carbónico y la ozonización.	596
Capítulo XIX.—Embotellado, encorchado y expedición de los vinos. ...	597

Segundo grupo.—Vinos de lujo

Capítulo XX.—Ligeras indicaciones sobre los vinos licorosos dulces y secos. —Vinos licorosos secos.—Indicaciones acerca de la elaboración de los vinos de Jerez, Manzanilla de Sanlúcar, vino de Montilla y vinos rancios secos.....	600
Capítulo XXI.—Indicaciones sobre la elaboración de los vinos espumosos, gasificados y especiales. —Vinos espumosos naturales. Champagne.—Vinos gasificados.—Vinos especiales.—Mistelas.—Vermouth.—Vinos tónicos, etc.....	604
Capítulo XXII.—Composición del vino.	609
Capítulo XXIII.—Análisis sumario o comercial del vino. —Determinación de la densidad del vino.—Idem del alcohol (grado alcohólico).—Determinación de la acidez total.—Idem del extracto seco.—Idem de la acidez volátil.—Idem de la acidez fija.—Idem del azúcar (método químico).—Idem de los sulfatos (yeso).—Idem del gas sulfuroso total en los vinos blancos y rosados.—Idem del gas sulfuroso libre.—Idem de los cloruros.—Idem del tanino.—Determinaciones especiales de las mistelas, vinos dulces y mostos en fermentación.—Grado de licor aparente y grado de licor real.—Grado alcohólico probable de un mosto en fermentación.....	616
Capítulo XXIV.—Degustación o cata de vinos.	653
Capítulo XXV.—Interpretación de los resultados del análisis sumario de un vino y consecuencias que de él y de la degustación o cata pueden deducirse. —Relación alcohol-extracto.—Suma acidez-alcohol.....	657

Capítulo XXVI.—Preparación de los líquidos valorados necesarios para los análisis sumarios de mostos y vinos.—Material y precauciones necesarias.—Soluciones normal y decinormal de ácido oxálico.—Licor acidimétrico especial para la acidez total.—Licor acidimétrico especial para la acidez volátil.—Soluciones decinormal y centinormal de sosa cáustica.—Solución de ftaleína de fenol (líquido indicador).—Licor de Fehling.—Licor yesométrico.—Soluciones necesarias para la determinación del gas sulfuroso (yodo 1/50 normal), licores alcalino, ácido y solución indicadora de almidón.—Soluciones necesarias para la determinación de los cloruros (soluciones de nitrato de plata, carbonato sódico y cromato neutro de potasa).—Preparación del negro animal corriente para la determinación de los cloruros.—Preparación de las soluciones necesarias para la determinación del tanino por el método Loewenthal Carpené-Pi (soluciones de permanganato potásico, sulfo-indigótica y amoniacal de acetato de zinc).	662
Capítulo XXVII.—Indicaciones generales acerca de los coupages o mezclas de vinos.—Aforo de las vasijas vinarias.	672
Capítulo XXVIII.—Alteraciones, enfermedades y defectos accidentales de los vinos.—Ennegrecimiento o casse fèrrica (casse azul).—Empolvado o casse blanca.—Casse parda u oxidásica.	683

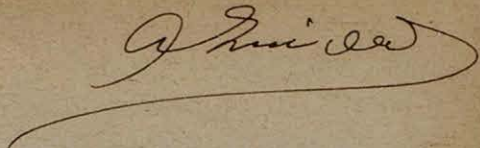
Enfermedades propiamente dichas, debidas a la intervención directa de microorganismos.

- 1.º—Enfermedades producidas por microorganismos que se desarrollan, generalmente, en la superficie del vino.—Flores del vino.—Picado o avinagramiento.
 - 2.º—Enfermedades causadas por microorganismos que, generalmente, se desarrollan en el seno del líquido.—Vuelta o tornado y rebote.—Agridulce (vinos manitados).—El amargor y la grasa.—Otras enfermedades de origen microbiano.—Los malos gustos y los olores extraños al vino.—Nota sobre la vinificación de uvas mildiuadas, podridas, pedriscadas, manchadas de tierra, etc.
- 690
- Capítulo XXIX.—Idea general del aprovechamiento de los residuos de la vinificación.—Utilización de la brisa para destilación. Manera de operar para la destilación de la brisa con un alambique sencillo.—Empleo de la brisa para elaborar vino de pie o piquetas.—Los tártaros.—Obtención del tártaro de los orujos.—El tártaro de las heces de trasiego y depósitos de clarificaciones del vino.—Tártaro de las vasijas de**

crianza del vino.—Ensayos elementales de la riqueza en bitartrato, o en ácido tártrico total, de los derivados tártricos (heces, tártaros y orujos).—Otras utilizaciones de los residuos de la Vinificación.....	701
Capítulo XXX.—Nociones sobre los aguardientes y licóres.....	712
Capítulo XXXI.—Nociones sobre la fabricación del vinagre en pequeña escala.....	715
Capítulo XXXII.—Indicaciones relativas a la fabricación de la sidra.	718

APÉNDICES

<i>Primero.</i> —Tablas diversas.....	727
<i>Segundo.</i> —Legislación enológica española e indicaciones generales sobre las legislaciones de los países, a los cuales se dirige principalmente la exportación española... ..	735
<i>Tercero.</i> —Notas bibliográficas.	745



AL LECTOR

Estos apuntes de *Química*, *Viticultura* y *Enología*, son el Compendio de las enseñanzas establecidas en las Escuelas prácticas de esta especialidad, creadas por R. O. de 27 de Agosto de 1919.

A quienes sigan los diversos Cursos que se dan en esas Escuelas, es preciso este libro.

A quienes hayan de explicar las lecciones y conferencias de los Cursos, les podrá facilitar su trabajo.

Y quienes cultiven viñas y elaboren vinos, hallarán en el libro consejos que podrán darles provecho.

En la parte de *Química* se ha procurado resumir en la forma más sencilla posible, pero sin que la vulgarización de conceptos les haga perder su verdad y rigor científicos, las nociones elementales que deben tener en esa materia el viticultor, el bodeguero y el comerciante en vinos, facilitándoles la lectura y comprensión de los buenos textos de *Enología* y *Viticultura*, pues sin algunas nociones de *Química* resultan a trozos áridos, confusos e ininteligibles. No siendo esta parte del libro un manual de *Química* general ni de *Química* agrícola, se ha prescindido del orden establecido y lógico en trabajos más extensos, de muchísimas teorías, algunas fundamentales, y del estudio de muchos cuerpos que tienen gran interés para la ciencia y para otras aplicaciones, pero poco o ninguno para el *campo* y la *bodega*, objetivos primordiales de la publicación.

En la parte que se refiere a *Viticultura*, se expone lo que en ella constituye el *estado actual* de estos conocimientos, para que en la elección de *porta-injertos*, de *productores directos*, *tratamiento de enfermedades*, *abonado*, *poda* y *labores generales*, tenga el viticultor la norma para el mejor acierto en la reconstitución y cultivo de sus viñedos.

Y en la parte de *Enología* se han reducido los razonamientos a lo estrictamente necesario, extendiéndose, por el contrario, en el

detalle de lo que debe y puede ser, con los métodos corrientes *en la actualidad*, la *elaboración de vinos comunes*, de *pasto y finos de mesa*, y dando ligeras indicaciones en lo que concierne a la *elaboración de tipos especiales*. Los capítulos que tratan de las *alteraciones y enfermedades de los vinos*, *análisis comercial de los mismos*, *coupages o mezclas* y *aprovechamiento de los residuos*, están también redactados con tendencia esencialmente práctica.

Unas notas bibliográficas finales orientan al lector para una ampliación de sus conocimientos.

Madrid, Agosto de 1922.

NOCIONES DE QUÍMICA APLICADA A LA VITICULTURA
Y A LA ENOLOGÍA

PRELIMINARES

El material necesario para experiencias

Hay quien cree que para realizar experiencias de Química, *absolutamente necesarias para aprender esta ciencia*, precisa disponer de laboratorios grandes, bien montados y con material muy costoso, y esto es cierto si pretendemos efectuar toda clase de operaciones químicas con la mayor exactitud posible; pero si nuestro propósito es más modesto, si sólo tiende a comprobar los hechos y leyes de la Química y las propiedades de los cuerpos que más pueden interesarnos en la Agricultura en general, y muy particularmente en la Viticultura y Enología, a analizar de modo sumario y ciñéndonos a lo estrictamente indispensable para el agricultor, el bodeguero y el comerciante, las tierras, mostos y vinos, y a *reconocer* (no analizar) los abonos y productos enológicos y los que se usan para combatir las enfermedades en el viñedo, se puede reducir el local para laboratorio a una pequeña habitación, y el material a muy pocos y poco costosos elementos.

Daremos idea de esta instalación elemental del laboratorio del viticultor y bodeguero en forma que la haga posible, sin gran sacrificio, para cualquier mediano propietario.

El local puede ser una pequeña habitación, bien iluminada y ventilada, en donde se instala, si es posible, un grifo con agua corriente y una cañería de desagüe, y si no es fácil hacerlo, basta con disponer de un depósito o cubeta con agua limpia y un barreño para tirar los residuos y aguas sucias.

Delante de la ventana, para aprovechar la mejor luz posible, se dispondrá una mesa de patas fuertes y bien sentada.

Esta mesa puede ser una ordinaria de madera de pino, y resulta muy limpio preparar su tabla con la siguiente pintura negra, que es inalterable a los ácidos y otros reactivos, bastando lavar la mesa con agua para tenerla siempre libre de manchas. Se empezará, si la mesa está vieja y manchada, por lavarla primero con una lejía de sosa (sosa comercial o carbonato sódico), después con agua, dejándola finalmente secar. Si la mesa es nueva, puede pintarse inmediatamente.

Se preparan las dos soluciones siguientes:

Solución A.	(Aceite de anilina, comercial.....	72 gramos próximamente.	
	Acido clorhídrico comercial.....	76 id.	id.
	Cloruro amónico (sal amoníaco).	40 id.	id.
	Agua	600 id.	id.

Como la acción del ácido clorhídrico sobre la anilina es enérgica, conviene añadir el ácido a la mezcla de anilina y agua.

Solución B.	{ Sulfato de cobre	100 gramos próximamente.	
	{ Clorato potásico	50 id.	id.
	{ Agua	600 id.	id.

Se agitará bien la solución hasta que todo el sulfato de cobre y el clorato estén completamente disueltos.

Preparadas las dos soluciones A y B, con dos brochas distintas se dan, separada y alternativamente, capas a la tabla de la mesa, esperando cada vez a que la mesa quede seca, o casi seca; la madera va tomando color verdoso muy pronunciado, y cuando éste es bastante oscuro, se lava con mucha agua para hacer desaparecer los cristallitos que se forman sobre la madera, y se deja secar bien. Finalmente se disuelve un poco de aceite de linaza en bencina o gasolina, y con una brocha limpia se barniza la tabla con esta solución. Al cabo de veinticuatro horas la madera se volverá negra como el ébano, y la mesa está en disposición de usarse.

Además de la mesa ha de haber en este *pequeño laboratorio del agricultor, dos armarios o estantes*, uno para guardar ordenadamente los aparatitos y enseres, y otro para hacer lo propio con los frascos de soluciones y productos.

Ultimamente, en una repisa, sujeta a una pared maestra por dos palomillas muy fuertes, se coloca la *balancita*, y aún mejor resulta que esta balancita no esté en el mismo local, sino en la habitación de al lado, para evitarla el contacto con los vapores de ácidos, que pueden producirse en la habitación-laboratorio.

El *material completo* (ver lámina 1.^a) consistirá en lo siguiente:

Un par de matraces de fondo redondo y buen vidrio, que resista al fuego, de cabida de 250 cc. aproximadamente.

Dos matraces de fondo plano, de cabida aproximada a 500 y 1.000 cc.

Dos fioles (llamadas también vasos de Erlenmeyer), de cabida aproximada a 200 cc.

Media docena de vasitos de cristal ordinario, y cabidas de 100, 200, 500 y 1.000 cc., habiendo dos de esta última cabida y dos de la primera.

Un par de vasitos de la misma forma que los anteriores, pero de cristal resistente al fuego (cristal de Jena o Bohemia), de cabida aproximada de 200 cc.

Matraces aforados, de cabidas de 1.000, 500, 250 y 100 cc.

Una probeta graduada, de cabida de 1.000 cc., otra de 250 cc. y otra de 100 cc.

Un juego de pipetas de dos trazos, que comprenda: una de 50 cc., una de 25 cc., una de 10 cc., una de 5 cc. y una graduada en décimas de centímetro cúbico.

Dos buretas graduadas en centímetros cúbicos y décimas, una con pinza Mohr y otra con llave de vidrio y un soporte para ambas.

Un par de embudos de vidrio (forma alemana), uno de 10 y otro de 5 centímetros de diámetro en su boca.

Una docena de tubos de ensayo y una gradilla de madera para ellos.

Frascos de cristal con tapón esmerilado para las disoluciones y productos.

Un kilo de tubos de vidrio y varillas de 6 a 8 milímetros de diámetro.

Una cápsula de porcelana, de cabida aproximada a 250 cc.

Un mortero con su mano, de porcelana o cristal.

Una lamparilla de alcohol.

Un mechero de alcohol, petróleo o bencina, de modelo sencillo y económico, Barthel o análogos.

Un termómetro dividido en grados o en medios grados, que comprenda de 10° a 120° .

Un soporte o tres-pies y algunos cuadrados de tela metálica para poner a calentar vasos, cápsulas y matraces.

Una balanza ordinaria tipo Roberval, y una balancita más precisa (granatario) que aprecie centigramos (ver más adelante las figuras 9.^a y 10.^a).

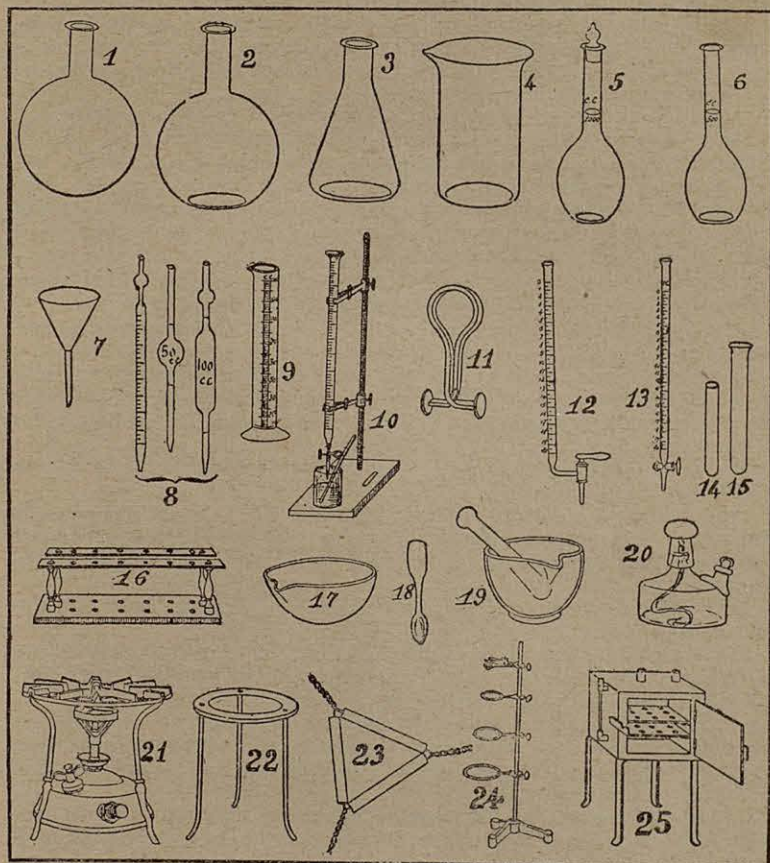


Lámina 1.^a.—1. Matraz de fondo redondo.—2. Matraz de fondo plano.—3. Fiola.—4. Vaso de Jena.—5 y 6. Matraces aforados.—7. Embudo de vidrio.—8. Pipetas.—9. Probeta.—10. Bureta con pinza Mohr, en su soporte.—11. Pinza Mohr. 12 y 13.—Buretas con llave de cristal.—14. Tubo de ensayo.—15. Tubo de ensayo con reborde (tubo Violette).—16. Gradilla para tubos de ensayo.—17. Cápsula de porcelana.—18. Cuchara-espátula de cuerno.—19. Mortero de vidrio.—20. Lamparilla de alcohol.—21. Mechero para petróleo.—22. Tres-pies.—23. Triángulo de hierro de pipa para sostener cápsulas sobre el tres-pies.—24. Soporte con anillos y pinzas diversas para cápsulas y buretas. 25. Es tufa de agua.

Un metro de tubo de goma para unir los tubos de vidrio, de 6 a 8 milímetros de diámetro.

Una espátula o cucharita de cuerno.

Algunos vidrios de reloj, de 5 a 10 centímetros de diámetro.

Tapones de corcho y de caucho para los tamaños corrientes de matraces.

Una lima triangular para cortar los tubos y varillas de vidrio.

Una lima redonda, cola de rata, para agujerear tapones (la lima debe tener 6 a 8 milímetros de diámetro).

Un baño-maría, que puede ser una cacerola esmaltada, haciendo construir al hojalatero una serie de rodajas de hojalata, que sirvan de tapadera y permitan, quitando algunas, colocar sobre el baño vasos o cápsulas de diferentes tamaños.

Papel de filtro corriente y especial, muy tupido, para los sulfatos.

Dos o tres paños para la limpieza y secado de material.

Podrá ser útil, pero no es de ninguna manera indispensable, una estufa de agua, consistente en un depósito metálico cerrado, que se llena de agua y deja en su interior un hueco, con puertecilla para meter en él cápsulas, vasitos, etc., y desecar las substancias en ellos contenidas al calor del agua caliente o hirviendo; un agujero superior, permite introducir un termómetro en el espacio o caja en donde van los vasitos y cápsulas, y otro orificio permite echar agua en el interior de la estufa.

Con este material se pueden efectuar todas las experiencias que se describen, casi todos los análisis corrientes de vinos, mostos y tierras, y preparar todos los líquidos necesarios para estas determinaciones; para los análisis sumarios de mostos y vinos, habrá que añadir a él algunos (pocos) aparatos especiales, entre los que son los más indispensables los siguientes:

Un *pesamostos*, *glucómetro Guyot*, o *extracto-enómetro Dujardin*, con preferencia el último.

Un aparato o *alambique para la determinación del alcohol* (modelo Salleron o análogos), con los *alcohómetros* correspondientes; o para los casos que en su lugar se citan, un *Ebulliómetro Dujardin-Salleron* o *Malligand*.

Un *Extracto-enómetro Dujardin* o *Enobarómetro Houdart*, con preferencia el primero.

Un aparatito para la determinación de la acidez volátil de los vinos por el método Mathieu. (Ver las figuras de todo este material en el capítulo 23, correspondiente a la parte de Enología.)

Podrán ser cómodos para otras determinaciones ciertos estuches que contienen todo el material preciso para ellas, como los que construyen varias casas, pero no son necesarios si se dispone del material general anotado, que basta para todas ellas.

Todo este material no es menester tampoco en todos los casos; lo anotado constituye lo que pudiéramos llamar *laboratorio completo del agricultor y bodeguero en gran escala*; con bastante menos puede analizarse, en forma sumaria, un mosto y un vino, aunque ya no sería posible repetir todas las experiencias y análisis que se citan en esta obra; y aun a los pequeños bodegueros puede bastarles con el *mustímetro Dujardin*, el *tubo acidimétrico Dujardin*, un *modelo pequeño de alambique* o *Ebulliómetro Dujardin-Salleron* o *Malligand* y un *aparatito para determinar la acidez volátil de los vinos*. Cada cual verá en qué caso se encuentra, y con esta lista y la indicación del material necesario para cada determinación de los análisis de mostos, vinos y tierras, que incluímos al describir la manera de efectuarlos, podrá formarse idea cabal del que le precisa para su pequeño laboratorio, según el objeto que se proponga.

La simple observación de las figuras de la lámina 1.^a, basta en la mayor parte de los casos para comprender el fin de los aparatos que representan y el modo de usarlos, por lo cual solamente para algunas de ellas vamos a consignar breves explicaciones, convenientes respecto a su buena elección y uso.

MATRACES AFORADOS.—Sirven para medir, con exactitud, cantidades algo considerables de líquidos. Su cuello debe ser estrecho, y la rayita de aforo debe estar en la parte más estrecha del cuello, nunca en el arranque de éste. Deben llenarse de líquido hasta enrasarlo con la rayita o señal de aforo, por la *parte baja del menisco* o superficie curva que forma el líquido al mojar el vidrio; es decir, como indica la figura 1.^a. Los líquidos que se miden en estos matraces (lo mismo que para las buretas y pipetas), deben estar a temperatura de 15°, pudiendo tolerarse, con poco error en la práctica de las determinaciones corrientes, el que estén a temperatura próxima a 15° (de 13° a 17°), pero nunca calientes ni muy frías, pues es para esta temperatura de 15° como están graduados estos aparatos de medida.

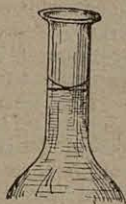


Fig. 1.^a

PIPETAS GRADUADAS.—Sirven para medir con exactitud los volúmenes de líquidos que su cabida indica, y que está comprendida entre los dos trazos, si es pipeta de esta clase, o desde el trazo único a la punta de la pipeta, si ésta es de las llamadas de un solo trazo. Para usarlas se co-



Fig. 2.^a

gen en la forma que indica la figura 2.^a, esto es, con los dedos pulgar, medio y anular de la mano derecha, reservando el dedo índice para tapar su boca y dejar salir el líquido cuando la destapamos un poco. Se empezará por meter la punta de la pipeta en el líquido que se quiere medir (1), colocando los labios en la parte superior de la pipeta y aspirando poco a poco el líquido, *sin que éste llegue jamás a la boca del operador*, y sin que la pipeta se moje de saliva; el olvidar estas precauciones podría ocasionar accidentes graves o envenenamientos, si se operaba con líquidos cáusticos o venenosos, y para evitar esta contingencia, muchas pipetas tienen una bola o ensanchamiento sobre el trazo superior, que hace más difícil una distracción o descuido; estas pipetas se llaman de bola y son muy recomendables, sobre todo para los principiantes. Cuando el líquido ha subido un poco por encima del trazo o señal superior, se deja de aspirar y rapidísimamente se tapa, con el dedo índice, el orificio superior de la pipeta, sacando del líquido la punta de ésta; mientras tengamos el dedo índice bien apretado, no saldrá líquido; si lo aflojamos un poco, el líquido saldrá de la pipeta gota a gota, y podremos llegar a enrasarlo por la parte baja de su menisco o superficie curva que forma el líquido al mojar el vidrio, análogamente a lo explicado para enrase de matraces. Una vez hecho esto, se deja correr el líquido hasta enrasarlo en la segunda señal (si la pipeta es de dos trazos), en la misma forma que en la primera, o sea por la parte baja del menisco, y la cantidad de líquido que se ha vertido es exactamente la que indica la cabida de la pipeta. En las pipetas de un sólo trazo, después de enrasado el líquido en el trazo único, se deja correr todo él, sin soplar ni sacudir la pipeta.

(1) Los líquidos que desprenden vapores asfixiantes, venenosos o corrosivos, no deben medirse nunca con pipeta, empleando para ellos la bureta de llave de vidrio.

Las pipetas de dos trazos dan medidas más exactas y, por lo tanto, son preferibles a las de uno sólo; unas y otras deben tener el agujero de salida muy pequeño, y la boca de la pipeta no ha de ser muy ancha.

BURETAS GRADUADAS.—Son, como se ve en la figura correspondiente (lámina 1.^a), largos tubos de vidrio, graduados, con trazos numerados en centímetros cúbicos, llevando, entre cada dos de estos trazos, diez divisiones (en algunas buretas muy grandes, sólo cinco), que naturalmente expresan décimas de centímetro cúbico (o dobles décimas de centímetro cúbico, si hay sólo cinco trazos entre cada dos divisiones); estos tubos terminan en una llave de vidrio en algunos modelos, y en otros enchufan simplemente con un tubo de goma, que a su vez ajusta a un tubito corto de vidrio terminado en punta, con orificio de salida muy estrecho; el tubo de goma va oprimido y cerrado por la pinza llamada pinza de Mohr, representada aisladamente en la figura correspondiente de la lámina 1.^a; esta pinza se abre, más o menos, apretándola entre los dedos, permitiendo que el líquido salga de la bureta más o menos deprisa, y hasta gota a gota; lo mismo se consigue con la llave de vidrio de las buretas que la llevan y que están especialmente destinadas a medir ciertos líquidos que atacan a la goma del tubo de las *buretas de pinza*. En estas últimas, puede sustituirse la pinza Mohr por una bolita de vidrio, de diámetro un poco mayor que el interior del tubo de goma, que se introduce dentro de él, cerrando el paso al líquido; pero si se pellizca el tubo de goma por encima de esta bolita, podemos dejar salir el líquido contenido en la bureta, gota a gota, o más deprisa si así conviene.

Para usar las buretas, de cualquier sistema que sean, se llenan de líquido, manteniendo cerrada la llave o pinza hasta la señal marcada con 0; hecho esto, se abre del todo la llave o pinza, para que, saliendo el líquido con cierta fuerza, llene por completo los canalitos de la llave, en su caso, o el tubo de goma y el de vidrio estirado en punta, *sin dejar en ellos ninguna burbuja de aire*, siendo esta precaución muy importante; una vez conseguido esto, se enrasa el líquido (por debajo del menisco) en la división 0 (cero), quedando preparada la bureta para su uso.

Es importante acostumbrarse, lo mismo en las buretas que en las pipetas, a dejar salir el líquido gota a gota, deteniendo su salida en el punto que nos convenga, y el principiante deberá hacer un poco de práctica para conseguirlo, antes de pretender ejecutar ninguna operación de análisis.

TRABAJO DEL VIDRIO.—Para montar muchos aparatos conviene saber trabajar el vidrio regularmente, bastando para nuestro objeto que se sepa *cortar un tubo o una varilla, doblarlo, estirarlo en punta, ensanchar la boca de un tubo y soplar una bola*, que son las operaciones más elementales y necesarias.

Para *cortar un tubo o varilla de vidrio* se coloca éste sobre una mesa y con la arista de la lima triangular se hace una muesca o incisión en el punto donde se quiere cortar; basta luego coger el tubo con las dos manos, apoyando los pulgares en la parte opuesta a la de la muesca, y hacer fuerza, como si quisiéramos doblar el tubo, que se partirá en redondo, precisamente por el sitio marcado. Para que el borde de los tubos cortados no quede desigual y cortante, se mete el extremo de estos tubos en la llama del mechero Barthel o Balard, haciéndole girar entre los dedos; el vidrio empieza a fundirse y se ablanda, y quedan redondeados los extremos cortados.

Cuando hay que cortar, en esta forma, un tubo de paredes gruesas o una varilla, conviene rodearse las manos con un paño, para evitar cortaduras.

Si el tubo que hay que cortar es ancho y de paredes relativamente

finas, por ejemplo, un tubo de ensayo, se empezará por hacer con la lima el trazo o muesca, luego se calentará bien, en el mechero, el extremo de una varilla de vidrio afilada en punta, como luego se dirá, y tocando con él el tubo, en la parte donde se ha hecho la muesca, el tubo se cortará fácilmente en redondo; se acabará redondeando el corte hecho, en el mechero, como en los casos anteriores.

Para *doblar un tubo de vidrio* se empieza por colocar sobre el mechero un suplemento o *mariposa* que da a la llama forma plana y muy ancha (*en abanico*); se coge el tubo con las dos manos y se calienta, metiendo en la llama toda la parte por la que quiere encorvarse, haciendo girar el tubo entre los dedos para que se caliente por igual en todo su contorno; cuando el vidrio está ya al rojo, se separa de la llama, y con las dos manos se dobla poco a poco hasta formar el ángulo que nos convenga. Si se ha calentado bien, bastará coger el tubo por un extremo, soltar la otra mano y el tubo se doblará sólo.

Si el tubo es algo grueso, conviene llenarlo, antes de pretender doblarlo, con arena algo gruesa y *seca*, doblándolo después en la forma descrita.

Para *estirar un tubo o una varilla*, basta colocarlo sobre la llama del mechero por una parte intermedia; cogiendo sus extremos con las dos manos se le hace girar para calentarlo por igual, y cuando la parte metida en la llama está al rojo, se le separa de la llama y se *estira* poco a poco sin *retorcerlo ni doblarlo*, hasta que se haya adelgazado lo que deseemos, o, estirando más, dividamos al tubo en otros dos terminados en punta. Para que el tubo se estire bien, sin dobleces, es muy conveniente tener apoyados los codos sobre una mesa, manteniendo el tubo horizontal.

Cuando necesitamos estirar o doblar un tubo por un punto próximo a su extremo, no queda por este lado espacio frío suficiente para agarrarlo con la mano, y entonces es lo mejor *soldarle* a otro trozo de tubo de *igual diámetro y clase de vidrio*, para lo cual hasta meterlos, unidos por sus extremos, en la llama del mechero, comprimiéndolos ligeramente uno contra otro; se deja enfriar poco a poco la soldadura, y ya tenemos un tubo más largo, que podemos doblar o estirar por donde nos convenga, cortándole luego por la soldadura, o punto próximo, si es preciso. Haciendo dos estiramientos en puntos muy próximos de un tubo y cortando luego por uno de ellos, se forma lo que se llama una oliva, que es muy útil para sujetar un tubo de goma, enchufado al de vidrio.

Para *soplar una bola* en el extremo de un tubo de vidrio, se empieza por estirar éste en punta hasta partirlo; se coloca luego la punta, estirada dentro de la llama del mechero, el vidrio se funde y se va formando una bolita cada vez mayor, que nos sirve para *aumentar la cantidad de vidrio* en el extremo que queremos soplar, y de esta manera la bola soplada no será de paredes excesivamente delgadas; cuando calculemos que ya hemos reunido bastante vidrio en el extremo del tubo y éste está ya bien al rojo, se coloca el tubo hacia abajo y bien vertical, se aplica la boca al extremo frío y se sopla poco a poco hasta formar el ensanchamiento o bola del tamaño deseado.

Si queremos formar una bola en mitad de un tubo, se cierra éste con un taponcito por uno de sus extremos, se calienta sobre el mechero por el sitio en donde se ha de formar la bola, apretando *suavemente* el tubo por sus extremos para reunir *más masa de vidrio* en el punto en que queremos soplar y ensanchar el tubo; cuando calculamos que hay bastante vidrio reunido y éste está al rojo, se separa el tubo de la llama, se coloca verticalmente y hacia abajo y se sopla por el extremo no tapado, como anteriormente.

Para *ensanchar el extremo de un tubo*, se afila en punta un trozo de carbón de madera, se calienta sobre la llama del mochoero el extremo del tubo de vidrio que queremos ensanchar, y, cuando está al rojo, se separa de la llama, se introduce en el tubo el extremo afilado del trozo de carbón, y con él se ensancha regularmente, haciendo girar al tubo para que el ensanchamiento se haga en todo su contorno.

Otras operaciones, tales como construcción de tubos de ensayo, perforación de tubos de vidrio, soldado de tubos para formar tubos en T, etc., pueden hacerse con los tubos de vidrio de uso corriente en los laboratorios, pero, para nuestro especial fin, basta con saber practicar los descritos (1).

PREPARACIÓN DE TAPONES DE CORCHO.—Es frecuente en el montaje de los sencillos aparatos que describiremos, el necesitar agujerear o limar corchos; para practicar la primera operación basta taladrarlos con un punzón bien afilado, metiendo luego en el orificio la lima circular (cola de rata) para ensanchar regularmente el orificio hasta que tenga el diámetro necesario para introducir en él el tubo de vidrio que se desee.

Si los tapones de corcho son demasiado grandes, se les lima, en el sentido de su longitud, con una lima plana y lisa, dándoles forma tronco-cónica, limando poco a poco en todo su contorno, manejando la lima *sólo en un sentido*, para que la superficie limada no quede muy desigual y áspera, lo que haría que el tapón no ajustara bien al gollete del matraz o frasco.

Mucho más usados que los tapones de corcho son los de caucho, macizos o agujereados, con uno, dos y aun tres orificios, para atravesarlos con tubos de vidrio; en el comercio se encuentran estos tapones de todos tamaños y con orificios de todos los diámetros.

CÓMO SE PREPARA UN FILTRO DE PAPEL.—Los papeles de filtro se venden, generalmente, en hojas que hay que cortar y doblar; algunas veces (sobre todo para papeles de filtro especiales muy espesos, para sulfato de bario, o con peso de cenizas determinado) en discos ya cortados, y aun en filtros ya cortados y plegados.

Con las hojas de papel de filtro se pueden hacer filtros sin pliegues y filtros plegados, que filtran algo más rápidamente. Para hacer un filtro *plano, sin pliegues*, se empieza por cortar con tijeras un redondel de papel de filtro, lo que puede hacerse, para que salga perfecto, valiéndose de un patrón circular de cartón fuerte o de hojalata, o cortando, simplemente, un cuadrado de papel cuyos bordes se redondean con tijeras; una vez hecho el filtro, se dobla luego por la mitad (según un diámetro) y se hace otro segundo doblez en el semicírculo formado, también por mitad; queda así el filtro en forma de cucurucho liso, que se coloca sobre el embudo, abriéndolo por una de sus dos mitades. Al doblar el papel de filtro no se debe pasar la uña por los dobleces ni exagerar el doblado por las partes que han de formar la punta del filtro, para no romper ni desgastar el papel.

Si queremos hacer un filtro de pliegues, empezaremos por cortar, como en el caso anterior, un redondel del papel (o un cuadrado para redondear sus bordes, una vez hecho el filtro), se doblará primero en dos mitades, y luego en otras dos, igualmente que para hacer un filtro plano, pero luego cada uno de los cuadrantes así obtenidos se dobla en otras dos partes, y cada una de ellas en otras dos, siempre por mitad y en el mismo sentido los dobleces, luego cada sector obtenido se dobla por mi-

(1) Para más detalles del trabajo del vidrio y de todas las operaciones de laboratorio pueden consultarse, entre otras, la notable obra del P. E. Vitoria, «*Prácticas químicas*».

tad, pero con el doblez en sentido contrario a los anteriores, para que el papel quede en definitiva doblado como un abanico (ver figura 3.^a). Para su uso se abre y coloca sobre un embudo.

Los filtros de papel deben ser algo menores que el embudo de vidrio sobre el que se colocan; es decir, que no debe sobresalir el filtro del embudo, sino por el contrario, quedar un poco por debajo de los bordes de éste último. Se usarán *filtros planos*, cuando lo que nos interesa es recoger la parte sólida de los líquidos turbios; es decir, lo que queda en el filtro. Cuando al filtrar, lo que nos interesa es el líquido filtrado, podemos usar filtros planos o plegados. Los líquidos que han de filtrarse se echarán al filtro dejándolos escurrir a lo largo de una varilla de vidrio; el vaso o recipiente que contiene al líquido se coge con la mano derecha, y la varilla, por uno de sus extremos, con la izquierda, *manteniéndola apoyada contra el pico o borde del vaso*, y con su extremo

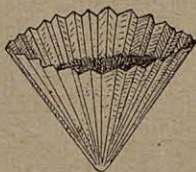


Fig. 3.^a

libre dentro del embudo que lleva el filtro, pero sin tocar a éste, para no romperlo (ver figura 4.^a). De esta manera no se derrama líquido ni se rompe el papel de filtro, por caer en él el líquido con demasiada fuerza.

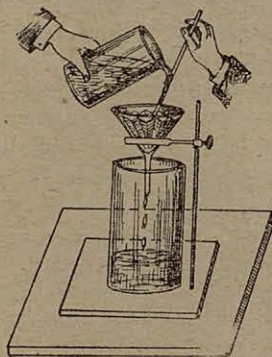


Fig. 4.^a

Para lavar el turbio o precipitados recogidos sobre los filtros de papel y para otros muchos usos se emplean los llamados *frascos lavadores* (figura 5.^a), que cada uno puede montar por sí mismo después de las indicaciones, que acabamos de anotar, sobre doblado y estirado de tubos; soplando más o menos fuerte por el tubo no afilado, sale el líquido, contenido en el frasco, en chorrito muy fino por el tubito estirado en punta; un tubito de goma, intercalado entre el tubo doblado en ángulo agudo y el tubo afilado, sirve para dirigir el chorrito en el sentido que queremos.



Fig. 5.^a

PRECAUCIONES Y RECOMENDACIONES GENERALES PARA EL MANEJO DEL MATERIAL DE LABORATORIO.—Los matraces, fiolas, vasitos, cápsulas de porcelana, etc., deben colocarse, casi siempre, sobre una tela metálica para calentarlos; cuando están calientes, hay que tener mucho cuidado en no colocarlos sobre una superficie fría, como, por ejemplo, una mesa de azulejos, una repisa de mármol, etc. Si necesitamos calentar el líquido contenido en un tubo de ensayo, se cogerá el tubo con pinzas de madera (parecidas a las usadas para tender ropa) y aun más sencillo y práctico es doblar un papel varias veces, formando una tira que sirve para rodear y sostener el tubo: este no debe colocarse verticalmente sobre la llama de la lamparilla o mechero, sino un poco inclinado y *con su boca dirigida hacia un lado*, agitándolo continuamente, evitando así que el líquido al hervir se proyecte fuera del tubo y en caso de que así ocurra *no caerá sobre el operador*.

La limpieza del material se debe hacer en seguida de terminar la operación; después de tirar el contenido de tubos, matraces, buretas, etcétera, se enjuagarán bien con agua, frotándolos en su interior, si es necesario, con escobillas, que se venden especialmente para este objeto,

y aun mejor y más sencillamente con un trapo arrollado en el extremo de un alambre doblado por sus extremos, acabando luego por enjuagarlos y dejarlos escurrir, colocados boca abajo, y bien sostenidos para que no se caigan: en los laboratorios de alguna importancia, se disponen tablas con orificios y varillas inclinadas de madera, para sujetar, dejar escurrir y secar todo este material.

Los *alcohómetros*, *densímetros*, *pesa mostos* y *demás instrumentos de varillas largas* y de *vidrio fino*, se secarán, después de lavados, con paños finos, manteniéndolos siempre en posición vertical o cogidos por la bola, nunca por el extremo de su vástago y horizontalmente, *porque se rompen por su mismo peso*; al guardarlos en sus estuches, de cartón u hojalata, se pondrá un poco de algodón o de papel fino alrededor del extremo de su vástago, para que no se muevan, con peligro de romperse.

Al tratar de cada una de las experiencias y análisis, daremos más detalles del material que para cada una de ellos se requiere y ampliaremos y aclararemos los detalles de su manejo, terminando aquí este capítulo, aconsejando el mayor *orden, esmero, limpieza y paciencia*, más necesarias en las operaciones de laboratorio, por sencillas y elementales que sean, que en ninguna otra cuestión.

QUÍMICA GENERAL

CAPÍTULO PRIMERO

Materia — Energía — Estados físicos

La Química se ocupa del estudio de las sustancias aisladas y de las acciones que unas pueden ejercer sobre otras, entendiéndose por *sustancia* lo que forma todos los cuerpos que nos rodean.

Así, cuando se contesta a la pregunta: ¿De qué está formado o de qué está compuesta tal o cual cosa?, se nombran una o varias sustancias (1).

En Química se designa a las sustancias con el nombre de *cuerpos químicos* o simplemente *cuerpos*.

Se comprende por lo dicho anteriormente, que el número de sustancias será menor que el de objetos o cosas, porque muchos objetos bien distintos estarán formados por las mismas sustancias; por ejemplo, la vertedera de un arado, la cabeza de un martillo y el muelle de un reloj, son bien distintos, y sin embargo, pueden estar formados por la misma sustancia, *el acero*.

Las sustancias o cuerpos químicos son bien distintos unos de otros; pero por grande que sea su diferencia, podemos comprobar en ellos algunas cualidades comunes, como, por ejemplo, que el espacio que uno ocupa no puede ser al mismo tiempo ocupado por otros; que todos ellos *pesan*, es decir, son atraídos hacia la tierra, etcétera, y por esta razón se comprende al conjunto de todas las sustancias bajo el nombre abstracto de *la materia*, y aún mejor *la materia ponderable*, es decir, *lo que puede pesarse*.

Pero esta materia, es decir, todas las sustancias, no las encontramos inactivas, aunque alguna vez parezcan estar así, y las vemos transformarse, caer, combinarse, producir calor o electricidad por acciones mutuas, etc., etc.; a este conjunto de actividades se le denomina abstractamente *energía*, y es justificado el darles un nombre que las comprenda a todas, porque está demostrado (y aun si observamos detenidamente lo que ocurre a nuestra vista, es del dominio vulgar), que estas diferentes *maneras de actividad* se transforman unas

(1) Tomamos este concepto elemental de *sustancia* de la, por más de un concepto, notable obrita «Química popular» de Ostwald, cuya lectura recomendamos.

en otras: por ejemplo, el calor que el carbón produce al quemarse en el hogar de una locomotora, se transforma en movimiento de ésta; el movimiento de una rueda que roza con su freno, les *calienta* a ambos; la acción que ejercen los cuerpos entre sí, puede producir calor y luz (ya veremos más adelante que lo que llamamos *arder* o *quemarse* un cuerpo, es la acción mutua y combinación de ellos con otro llamado oxígeno) o electricidad en las pilas eléctricas, que todo el mundo ha visto alguna vez, etc., etc.; por lo tanto, las clases de *energía química*, *energía calorífica*, *energía mecánica* (que puede producir movimiento), *energía luminosa* y *energía eléctrica*, pueden transformarse unas en otras.

Y conocidos los conceptos de *materia* y *energía*, podremos decir que la Química se ocupa de las *transformaciones de la materia* que van acompañadas de variaciones en la *energía*.

Si tomamos una sustancia cualquiera, es evidente que, por medios adecuados que no alteren la naturaleza de la sustancia, podremos separar una parte de ella del resto, es decir, podremos dividirla; a su vez, cada una de las partes que así hemos separado, podremos subdividirla en porciones más pequeñas, y continuando así, se llegaría a un límite, que se comprende que no podríamos dividir ya; a este *último extremo de división posible de una sustancia, sin alterar su naturaleza y propiedades, se le llama molécula*. No hay que decir que *nadie* ha visto ni puede ver una *molécula*, pero se comprende que éstas existen, y que los cuerpos están formados por infinitud de ellas, y esto nos basta por ahora; más adelante insistiremos sobre estas consideraciones.

Estados físicos de la materia.—*Cuerpos sólidos, líquidos y gaseosos.*—Todas las sustancias que conocemos se nos presentan en uno de los estados, *sólido, líquido o gaseoso*.

Los cuerpos sólidos son los que tienen forma propia y no la cambian si no ejercemos sobre ellos una acción violenta, golpeándolos, comprimiéndolos fuertemente, calentándolos, etc. Por ejemplo, un trozo de hierro no cambia de forma porque se le coloque en uno u otro lugar, y sólo calentándole mucho, o mediante grandes esfuerzos, podríamos hacerla cambiar; además, y salvo ligeras variaciones debidas a las diferencias de temperatura, los cuerpos sólidos ocupan siempre el mismo espacio, es decir, conservan su volumen; y, resumiendo ambas propiedades características, puede decirse que los cuerpos sólidos tienen *forma propia y volumen determinado*. No todos los cuerpos sólidos presentan estas y otras propiedades en el mismo grado, y según éste reciben denominaciones distintas. Así se dice que un sólido es *elástico* si después de comprimirlo o doblarlo recobra su forma anterior; por ejemplo, la goma elástica, el marfil, etcétera. La propiedad contraria se expresa diciendo que el sólido es *plástico* o *no elástico*; por ejemplo, el plomo. Se dice que un sólido es muy *duro*

si presenta gran resistencia a ser rayado por un objeto de forma cortante o puntiaguda; y *blando* en el caso contrario; por ejemplo, el acero es *duro*, el espejuelo (yeso) es muy *blando*, habiéndose propuesto para clasificar los sólidos, por este concepto, varias *escalas de dureza*, en las que cada uno de los sólidos enumerados en ellas, rayan al término anterior y son rayados por el siguiente. Si un sólido se rompe fácilmente, se dice que es *frágil*, y que es *tenaz* en el caso contrario; por ejemplo, el vidrio es *frágil*, y el hierro es *tenaz*. Por último, los sólidos pueden presentarse en forma *amorfa* o *cristalizados*, es decir, en forma *cristalina*. En la forma *cristalina*, los sólidos están limitados al exterior por caras planas, que *siempre afectan entre sí inclinaciones o disposiciones iguales para cada sustancia*; además, en un sólido *cristalizado*, o, como se dice, en un *cristal*, puede haber propiedades que varían según que se experimenten en diferentes direcciones, y así, se calientan más o menos deprisa, según que se empiece a calentarlos por uno u otro sitio; además, si se rompe un *cristal*, la rotura es siempre plana, o está formada por muchos trozos planos. Los ejemplos de sustancias cristalizadas son numerosísimos, porque precisamente es la forma más natural de las sustancias químicas puras, es decir, *no mezcladas* con otras, y citando algunas entre las más conocidas del viticultor y bodeguero, tenemos: el *sulfato de cobre cristalizado*, el *ácido tártrico* en cristales, el *nitrate de sosa*, el *azúcar*, la *sal común*, etcétera, etc. Por el contrario, la forma *amorfa* se caracteriza porque la superficie exterior de los sólidos puede ser cualquiera, en general curva e irregular, a menos que *artificialmente* la hagamos plana y regular; el calor y la luz se transmiten por igual en todas direcciones, en el sólido amorfo, y si se rompe, la superficie de rotura no suele ser plana, sino irregular o curva. El número de sustancias amorfas no es tan grande como puede parecer a primera vista, y algunas que lo parecen al exterior, están formadas de cristaltitos muy pequeños. Ejemplos de sustancias amorfas son el vidrio, el caucho o goma elástica, etc.

Se ve que en Química las palabras *cristal*, *cristalizado*, no expresan lo mismo que en el lenguaje vulgar, y no es esencial para este concepto la transparencia y diafanidad; precisamente el vidrio y cristal artificial (no el *cristal de roca*) son *amorfos*.

Si unimos a la idea de *cuerpo sólido* la noción de la *molécula*, que poco antes hemos expuesto, podemos concebir a aquél formado por sus moléculas (usando una comparación vulgar, pero no inexacta) como lo estarían muchas bolas pequeñísimas, pegadas entre sí, de manera que no tuvieran movimiento, a menos que despegáramos parte de ellas de las demás con cierto esfuerzo: si las bolas de nuestra comparación estuvieran dispuestas *sin ningún orden*, tendríamos un cuerpo sólido *amorfo*, y si, por el contrario, estas bolitas estuvieran arregladas en cierto orden y disposición constantes, el cuerpo sería *cristalizado*. Y esta disposición *ordenada* y *geométrica* de las moléculas en la forma *cristalina* de los sólidos, es la causa de sus especiales propiedades.

Los cuerpos líquidos no tienen forma determinada y toman la de

la vasija que los contiene; por ejemplo, el agua toma la forma de la copa o de la botella en donde se echa. Pero tienen los líquidos la propiedad, común con los sólidos, de *conservar su volumen*, es decir, de ocupar siempre el mismo espacio, *si la temperatura no varía*, pues calentando o enfriando un líquido su volumen varía casi siempre muy notablemente y desde luego en mayor proporción que para los sólidos. Así, podría decirse que los cuerpos líquidos tienen, si su temperatura no varía, un volumen constante, pero no tienen forma definida y ésta cambia sin esfuerzo apreciable; por ejemplo, aunque la forma de la copa o botella que la contenga sea diferente, un litro de agua ocupará siempre su volumen de *un litro*, o sea un decímetro cúbico.

Entre el estado sólido y el líquido puede haber algunos intermedios que se acerquen más a uno u otro, como son los sólidos en *estado pastoso* y los líquidos muy *viscosos*, notándose grandes variaciones por este concepto entre diferentes sustancias líquidas. Por ejemplo, el alcohol es muy movable, se dice que es muy *fluido*; el agua lo es menos; es poco fluido el aceite, y son viscosos los jarabes, las soluciones espesas de goma de pegar, de gelatinas o colas, etc.

Continuando la comparación iniciada en los sólidos, podemos concebir a las *moléculas* de los cuerpos líquidos como bolitas pequeñísimas que no están unidas entre si y ruedan con facilidad unas sobre otras, tomando la forma de los recipientes en que se las coloca; si estas *bolitas* de nuestro ejemplo son muy lisas, frotan poco unas con otras, y la facilidad de sus movimientos es muy grande; al contrario, si son de superficie muy áspera, su frotamiento mutuo será muy grande, y no se moverán con facilidad; en el primer caso tendremos un líquido muy *fluido*, en el segundo un líquido *viscoso*.

Los *cuerpos gaseosos*, o *gases*, no tienen *forma propia* ni *volumen determinado*, es decir, que toman la forma de los vasos cerrados que los contienen; pero además los llenan siempre completamente, por pequeña que sea la cantidad de gas y por grande que sea el recipiente. Así, no se concibe tener una botella tapada, llena a medias de aire y el resto vacío por completo. Al tender el gas a ocupar todo el espacio de que dispone, ejerce una *presión* o *fuerza contra las paredes del depósito cerrado* que le contiene, y esta presión aumenta si introducimos más gas en el recipiente; por esto, al hinchar un neumático de bicicleta, con las bombas que para ello se usan, al principio cuesta poco trabajo, pero cuando ya está bastante hinchado, hay que hacer un gran esfuerzo para introducir más aire en él, y si siguiéramos dando a la bomba, y ésta fuera muy fuerte, acabaríamos por romper el neumático, por la fuerza que el gas *aire* ejerce sobre las paredes, a pesar de que la goma que las forma es muy elástica y muy resistente a la rotura.

La comparación establecida en los líquidos y sólidos, para darnos cuenta de cómo están en ellos sus moléculas, puede seguirse aquí con gran exactitud, suponiendo que los gases están formados por sus moléculas, como si lo estuvieran por infinitas bolitas

pequeñísimas, perfectamente elásticas, *separadas unas de otras*, es decir, que no se tocan entre sí y que están en continuo movimiento en líneas rectas de todas direcciones y sentidos; si dejamos libre a un gas que estaba contenido en un recipiente cerrado, estas bolitas, en sus movimientos, se alejarán cada vez más unas de otras, y el gas ocupará cada vez más espacio, hasta llenar por completo todo el disponible; y si el gas está en una vasija cerrada, sus moléculas (las bolitas de la comparación que seguimos), chocarán infinidad de veces contra las paredes del depósito donde se le encierra. Se comprende, que si encerramos mayores cantidades de gas en el mismo recipiente, habrá más moléculas (más bolitas en nuestro ejemplo), más choques contra las paredes, y por lo tanto mayor presión. Finalmente, si la temperatura de un gas aumenta, crece mucho la velocidad de sus moléculas, y éstas *chocan más veces* con las paredes del depósito que le contiene y la *presión aumenta* también por esta razón, si no se da salida al gas.

El estudio de los gases parece a primera vista difícil, porque muchos son difícilmente visibles, por ser incoloros y transparentes (aunque ya veremos que los hay con color propio y bien perceptible) y porque vivimos dentro del aire, que es una mezcla de varios gases, con los que se mezclarían los que produjéramos, si no adoptásemos disposiciones especiales para manejarlos aisladamente. En Química es muy frecuente el empleo de la disposición indicada en la figura 6.^a para recoger y aislar los gases. Se opera como sigue. En un vaso o plato ancho *V* se echa agua, mercurio u otro líquido, según la clase de gas que queramos recoger; con el mismo líquido llenamos *por completo* un tubo o un vaso cilíndrico y alto *P*, llamado probeta, y tapándolo con la palma de la mano, o de otra manera cualquiera, lo colocamos boca abajo en el vaso *V*, sin que entre aire dentro del tubo o probeta, para lo que no se destapa hasta que su boca esté sumergida en el líquido del vaso: el tubo *t* viene del lugar donde se produce el gas, le trae debajo de la probeta, y se le ve salir en burbujas a través del líquido, ocupando su lugar y manteniéndose así aislado del aire.

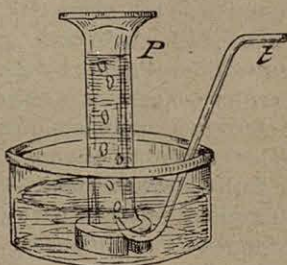


Fig. 6.^a

Aun en la observación de las cosas vulgares y corrientes para el bodeguero, puede notar éste, que los gases se suelen hacer perceptibles, además de por las propiedades especiales a cada uno, por verles atravesar en burbujas a través de los líquidos; por ejemplo, la producción del *gas carbónico* (tufo de las bodegas) en la fermentación de los mostos es de este modo como cualquiera puede advertirlo.

CAPÍTULO II

Cambios de estado

Las sustancias que se nos presentan, en las condiciones ordinarias, en uno de los estados sólido, líquido o gaseoso, no permanecen en él si varían las condiciones de temperatura y presión que sobre ellos actúan. Bien conocido y vulgar es el ejemplo del agua: cuando el frío es intenso, se nos presenta sólida (hielo); si la temperatura aumenta, el hielo se deshíela, se funde y tenemos el agua líquida; y si calentamos el agua (y aun sin calentarla, aunque más lentamente), se evapora, y se convierte en el cuerpo gaseoso llamado vapor de agua. Pues estos mismos fenómenos se presentan *en todas las sustancias*, a menos que al hacer variar su temperatura se transformen en otras, antes de cambiar de estado; y si no nos son estos cambios tan familiares y conocidos para algunas sustancias como lo son para el agua, se debe a que las temperaturas necesarias para hacerlas pasar de sólido a líquido, de líquido a gas, etc., son muy distintas de las ordinarias, que en nuestros climas oscilan entre diez o doce grados bajo cero y cuarenta o poco más sobre cero; y llamamos sólidos, líquidos y gases, a los que en estas condiciones lo son y así los conocemos siempre.

Daremos algunas indicaciones indispensables sobre cada uno de los cambios de estado.

Fusión y solidificación.—Cuando un sólido pasa al estado líquido se dice que se *funde*; el paso de un líquido al estado sólido se denomina *congelación* o *solidificación*.

Tomemos varias sustancias sólidas, por ejemplo: hielo, cera, azufre, estaño, plomo, hierro y carbón, y pongámoslas, para las observaciones que vamos a apuntar, en unos crisolitos de porcelana especial que resiste la acción del fuego. Se vera así, que el hielo se derretirá (fundirá) con el calor de la habitación; que la cera, puestos los crisolitos sobre un baño-maría, se fundirá rápidamente, aunque el agua del baño no llegue a hervir; y que el azufre, el estaño, el plomo y el hierro, permanecerán sólidos aunque tengamos los crisolitos que los contienen mucho tiempo sobre el agua hirviente del baño. Pero si los crisolitos de estos últimos cuerpos los colocamos sobre telas metálicas, debajo de las cuales se pone una lamparillita de alcohol, observaremos: que el azufre fundirá fácilmente en estas condiciones; el estaño tardará un poco más, y aun más el plomo; el hierro quedará sólido, y no podremos fundirlo con los medios ordinarios, necesitando, para su fusión, de mecheros especiales que pueden producir el gran calor a que esta sustancia se funde en los hornos de fundición de la industria. Todo esto nos dice, que cada sustancia

sólida requiere una temperatura determinada para pasar al estado líquido; y esta temperatura, que es fija e invariable para cada sustancia química pura (dentro de las mismas o análogas condiciones de presión) es lo que se llama *punto de fusión*. Así, el hielo (agua sólida) funde a 0° ; el azufre, funde a $113^{\circ}6$; el estaño, a 232° ; el plomo, a 327° ; el hierro puro, a 1.505° , etc., etc.

Inversamente, por enfriamiento, todos los líquidos pueden convertirse en sólidos, y precisamente la temperatura de fusión es igual a la de congelación o solidificación; es decir, que si tenemos agua líquida y la enfriamos a 0° , se congelará; si tenemos azufre líquido se convertirá en sólido, precisamente a la temperatura de $113^{\circ}6$, etc.

Otro fenómeno importante se observa en el paso de sólidos a líquidos y viceversa. Expliquémosle con experiencias fáciles de repetir. Tómese un trozo de hielo, que meteremos en un vaso; pongamos este vaso en una cazuela con agua no muy fría; en el vaso, y entre el hielo, coloquemos un termómetro. Nos marcará entonces el termómetro su temperatura, que será de 0° , o menos de 0° . Pero en cuanto el hielo empieza a deshacerse (a fundirse) la temperatura sube, y se fija exactamente en 0° y no pasará de esta temperatura aunque calentemos el vaso, añadiendo agua templada en la cazuela en que aquél está sumergido; el termómetro marcará siempre 0° hasta tanto que todo el hielo se haya fundido. Inversamente, si ponemos agua en un vaso (mejor en un vaso de metal), lo rodeamos, para enfriarlo, de una mezcla de hielo y sal común (como se hace para helar las bebidas y sorbetes) y metemos un termómetro en el agua del vaso, ésta no empezará a helarse hasta que el termómetro sumergido en ella marque una temperatura un poco inferior a 0° ; pero en cuanto se forma el menor cristal de hielo, la columna del termómetro quedará fija marcando 0° (aunque la mezcla de hielo y sal que rodea al vaso esté a una temperatura mucho menor), hasta que el agua del vaso esté completamente helada sin parte líquida; entonces el termómetro baja y llega a marcar la misma temperatura que tenga la mezcla de hielo y sal que rodea exteriormente al vaso.

Vemos, pues, que, *en apariencia*, en la primera experiencia hay pérdida de calor, porque calentamos el hielo y el termómetro no sube de 0° ; y en la segunda hay ganancia de calor, porque enfriamos el agua y no conseguimos que el termómetro baje de 0° . Lo que realmente ocurre en el primer caso, es que el *calor* que *prestamos* al hielo se emplea en el trabajo de fundirlo, y en el segundo caso, que el *agua líquida* al helarse nos devuelve en forma de calor el que se empleó en liquidarla. Por esta última razón es por la que cuando el tiempo es muy frío y nieva, suele templar algo y durante una nevada hace casi siempre menos frío que antes de ella.

Las comparaciones de que nos hemos valido para dar idea de la forma de estar las moléculas en los diferentes estados (sólido, líquido y gaseoso), nos servirán aquí tam-

bién para suponer cómo se verifican los fenómenos de fusión y solidificación: las bolitas *pegadas* unas a otras, con las que comparábamos las moléculas de los sólidos, son desunidas por el calor, que efectúa el trabajo de separarlas, y cuando ya unas pueden rodar sobre otras, el cuerpo sólido habrá llegado al estado líquido.

Estos fenómenos que acabamos de estudiar nos hacen ver que en ellos no perdemos ni ganamos calor, sino que le transformamos en *trabajo*, o viceversa; esto mismo sucede, y así se ha demostrado de modo indudable, en todos los fenómenos que en el mundo ocurren, naturalmente o provocados por el hombre, y las diversas fuerzas o manifestaciones de la *energía* se transforman unas en otras, pero no se destruyen ni se forman de nuevo; esta ley general puede enunciarse diciendo que en el mundo *no se crea ni se destruye la energía*, y solamente asistimos a transformaciones de ella. Esta ley importantísima ha sido llamada *ley de conservación de la energía*.

Evaporación, ebullición y condensación.—Tomemos pequeñas cantidades de diferentes líquidos; por ejemplo: alcohol, agua, ácido acético cristizable (bajo este nombre se expende en el comercio) y glicerina pura, y pongámoslos en matracitos de cristal resistente al fuego, y calentemos, colocándolos sobre telas metálicas, encima de lamparillas de alcohol, o mecheros de gas (1); el alcohol no sólo se evaporará rápidamente, sino que en seguida entrará en *ebullición*, es decir, que se producirán en el seno del líquido muchas burbujas de *vapor de alcohol* (alcohol en forma gaseosa) que saldrán a la superficie; un termómetro sumergido en él subirá sólo hasta 78°, y aunque sigamos calentando no pasará la temperatura de aquella a que el líquido empezó a hervir, hasta que se haya evaporado todo, si es alcohol puro (absoluto o de 100°). El agua se evaporará al principio menos rápidamente que el alcohol, pero cuando el termómetro marque 100° empezará a hervir y, análogamente a lo ocurrido para el alcohol puro, la columna termométrica no pasará de 100°, aunque sigamos calentando, hasta que la totalidad del líquido se haya evaporado.

En el ácido acético y en la glicerina se producen análogos fenómenos, pero no empezará la ebullición hasta que el termómetro haya llegado a 119° y 291° respectivamente. Vemos, pues, por lo que antecede, que cada líquido (los elegidos son sólo ejemplos entre la sustancias más conocidas) tiene una temperatura a la cual comienza a hervir, y una vez llegado a ella, el calor que seguimos suministrándole no le calienta más, sino que se emplea en el trabajo de convertir rápidamente el líquido en gas. El bodeguero y el comerciante en vinos tienen también un ejemplo práctico de este hecho en el manejo de los ebulliómetros Salleron y Malligand (ver Enología) cuyo uso

(1) Al evaporar y hervir el alcohol hay que tener algunas precauciones para que no se inflame; lo mejor es calentar, hasta que hierva, el agua de un baño maría, luego retirar la lamparilla o mechero que sirvió para calentarlo, y en seguida colocar el matraz sobre el baño aun *muy caliente*.

está tan generalizado para graduar vinos; lo mismo al hervir el agua que al hervir en ellos el vino, ha de esperarse a que la columna de su termómetro suba y se *quede quieta* en un punto, que es el que se lee y anota, y de este punto no pasa aunque sigamos calentando. Esta temperatura, fija para cada líquido, a la que empieza a hervir, es lo que se llama *punto de ebullición*.

Hay que advertir que el *punto de ebullición* varía con la presión que el líquido sufre, porque un líquido empieza a hervir precisamente *cuando*, aumentando con la temperatura *la tensión de su vapor* (es decir, su fuerza de expansión), *ésta es igual a la presión a que esté sometido*: según esto, el punto de ebullición de un líquido será tanto más bajo cuanto menor sea la presión que sobre él se ejerce; en vasija abierta, la presión es la atmosférica (peso del aire) que cambia según que el lugar en que se opere está más o menos alto sobre el nivel del mar, y aun, en una misma localidad, según los días y aun las horas (1); el bodeguero comprueba también esto último con frecuencia al hervir el agua en los aparatos Malligand y Salleron, antes citados; en estos aparatos, el termómetro marcará el punto de ebullición del agua a 100°, o algo menos si la localidad está elevada con relación al nivel del mar; este punto de ebullición no es el mismo todos los días, ni aun en todas las horas de un mismo día.

Los puntos de ebullición más arriba citados para el alcohol, el agua, el ácido acético y la glicerina, y todos los que en los libros se consignan para otros líquidos, se entienden que se refieren a una localidad situada al nivel del mar y en un día de presión atmosférica normal (760 mm. de mercurio en la columna del barómetro).

Para confirmar lo expuesto en los párrafos anteriores, podemos hacer una sencilla experiencia. En un matraz de vidrio resistente al fuego ponemos a hervir agua; una vez que haya entrado en ebullición, retiramos el matraz del fuego y el agua dejará, natu-

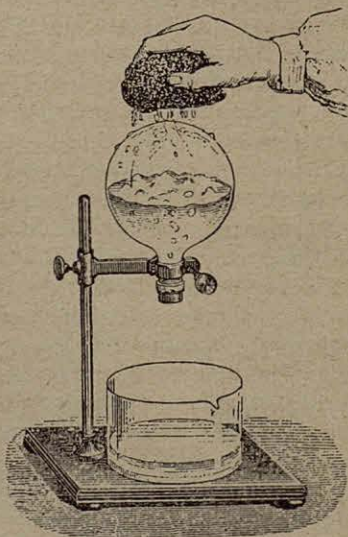


Fig. 7.*

(1) Existe una relación indudable entre las distribuciones de la presión atmosférica y el estado (sereno, ventoso, lluvioso, etc.) del tiempo; por lo general la presión atmosférica es mayor en días serenos y despejados.

ralmente, de hervir; entonces tapamos el matraz con un tapón de corcho o caucho y lo invertimos, como indica la figura 7.^a; rociamos con agua fría el fondo del matraz, y notamos que, a pesar de enfriar aún más el agua contenida en él, empieza a *hervir vivamente*; es decir, que, al parecer, *enfriando un líquido podemos hacerlo hervir*. Lo que ocurre en esa experiencia se explica fácilmente después de lo dicho; en el matraz caliente hay *agua y aire y vapor* calientes; al enfriarse el aire y el vapor de agua, el segundo se condensa en parte, y el primero tiene menor presión, y el resultado final es la *disminución de presión* dentro del matraz, y como el agua está aún caliente, la tensión de su vapor llega a ser igual a la presión, y el líquido hierve.

Este procedimiento de hervir líquidos a temperaturas bajas, muy inferiores a su temperatura de ebullición en las condiciones ordinarias, tiene grandes aplicaciones, entre ellas la *concentración de mostos al vacío* (es decir, aspirando el aire del recipiente que los contenga, mediante aparatos especiales, para disminuir la presión), evitando de esta manera que el mosto tome sabor a *cocido*, a *arrope*, como ocurre cuando el mosto se calienta a temperaturas próximas a 100°.

Inversamente a los fenómenos de vaporización y ebullición explicados (paso de un líquido al estado gaseoso), todo gas o vapor se convierte en líquido (se dice que se *condensa*) si lo enfriamos suficientemente; este enfriamiento tendrá que ser mayor o menor, pero siempre la temperatura a la que un gas o vapor empieza a condensarse, a convertirse en líquido, es *precisamente igual* a aquella en que la misma sustancia líquida empieza a hervir en las mismas condiciones de presión en que se opere, y así el vapor de agua (agua en estado gaseoso) puede empezar a convertirse en agua líquida, en las condiciones normales, a la temperatura de 100°.

Un ejemplo del conjunto de estos fenómenos de ebullición, vaporización y condensación, le tenemos en los *alambiques*, aparatos de destilación conocidos de todo el mundo; los líquidos hierven en la caldera del alambique, y vaporizándose y pasando su vapor al serpentín, que está rodeado de agua fría, al enfriarse en éste se *condensan*; es decir, vuelven a transformarse en líquidos, que son los que *destilan* y se recogen. El agua fría que rodea al serpentín se calienta mucho y hay que renovarla, y si pudiéramos medir la cantidad de calor que el agua del refrigerante recibe (como se mide en aparatos científicos especiales), veríamos que era mayor que la que correspondería al simple enfriamiento del vapor, porque además éste, al convertirse en líquido, nos devuelve en forma de calor el que se empleó al vaporizarle, confirmándonos así la ley de *conservación de la energía*, antes explicada.

Generalmente, cuando se calienta una mezcla de dos líquidos que hierven a diferentes temperaturas, no se evaporan separadamente, sino que se produce una mezcla de vapores de ellos; pero cuando aun

plean en la industria y aun los sencillos alambiques con lenteja rectificadora, que se usan mucho en la destilación de vinos, para producir aguardientes y coñacs. Como no tratamos más que de explicar el fundamento de ellos, citaremos uno de los más sencillos, el modelo Dero y, cuyo esquema representa la figura 8.^a En la caldera (1) hierven los vinos, flemas, piquetas, etc., produciéndose una mezcla de vapores de agua y alcohol; esta mezcla de vapores pasa a la lenteja rectificadora (16) por el exterior de la cual caen chorritos de agua fría que viene del refrigerante (8) por el tubito (19); la mezcla de vapores empieza a enfriarse en dicha lenteja, pero, según lo explicado antes, se condensa en mucha mayor proporción el vapor de agua, y, por lo tanto, pasa al serpentín (7) un vapor muy rico en alcohol, que allí se condensa, saliendo por el tubo (13) un líquido con mayor proporción de alcohol que si no existiera la lenteja rectificadora.

Las destilaciones fraccionadas, tan usadas en la industria y en los laboratorios para separar varios líquidos, de diferentes temperaturas de ebullición, que se encuentran en una mezcla, no son otra cosa que aplicaciones del mismo principio, en aparatos con *rectificadores* más o menos complicados, cuya descripción no es de este lugar.

Siguiendo las teorías y comparaciones acerca de la disposición de las moléculas en los diferentes estados de los cuerpos, acabaremos estas indicaciones sobre el paso de un líquido a *gas*, diciendo, que cuando aumenta el calor que desunía las moléculas de los sólidos, permitiéndolas rodar unas sobre otras (estado líquido), llega a separarlas, animándolas, además, con los movimientos de que las hemos supuesto dotadas en los gases; e inversamente, al enfriar un gas, sus moléculas se acercan hasta tocarse, pasando éste al estado líquido.

Sublimación.—Cuando un cuerpo pasa del estado sólido al gaseoso, sin que se haga notar el estado líquido, se dice que el sólido se sublima; inversamente, algunas sustancias en estado gaseoso, al ser enfriadas rápidamente, pasan al estado sólido sin que pueda verse el estado líquido intermedio. Ambos hechos pueden hacerse ver fácilmente.

Pongamos algunas laminillas del cuerpo llamado *yodo* en un tubo de ensayo muy largo; calentando el tubo con una lamparilla de alcohol, para lo cual se pone sobre la llama de ésta en posición inclinada y de modo que se caliente solamente por su fondo, se verán desprenderse muchos vapores de color violeta, que en contacto con la parte alta del tubo, que está aun fría, volverán al estado sólido, en forma de menudos cristales de color gris azulado muy obscuro.

Ya veremos al tratar del azufre, sustancia tan interesante para el agricultor y bodeguero, que el llamado *azufre sublimado* o flor de azufre no es otra cosa sino el polvo finísimo que resulta de enfriarse rápidamente los vapores de azufre, que se producen en una retorta, al pasar a grandes cámaras llamadas de *condensación*, convirtiéndose el vapor de azufre en azufre sólido, sin que pueda percibirse el paso por el estado líquido. Cuando el vapor de azufre no se enfría tan bruscamente, pasa, como es lo normal, por el estado líquido, y finalmente nos da el azufre sólido llamado *azufre fundido* o *azufre en cañón*, que finalmente molido se emplea también en Viticultura (azufre triturado).

CAPITULO III

El peso y la densidad.

El peso.—Todas las sustancias, se presentan en estado sólido, líquido o gaseoso, *pesan*: es decir, son atraídas hacia la tierra, y ya decíamos que era esta propiedad esencial a la materia; esto es, a todas las sustancias.

En los cuerpos sólidos y líquidos, esta verdad es evidente, porque, si no los sostenemos, caen, y si se evita su caída, ejercen una cierta fuerza sobre aquello que los detiene; pero para algunos gases podría creerse a primera vista que no tenían peso, porque no se les ve caer. Sin embargo, nada más lejos de la verdad, y fácilmente podemos probarlo; tomemos una botella o recipiente, de paredes muy resistentes, provisto de un tapón, que ajuste bien, atravesado por un tubo con llave, y pesemos primero esta botella, con la llave abierta, en una balanza bastante sensible, sirviéndonos de tara en el otro platillo otra botella de análoga forma y tamaño; después, valiéndose de una bomba de las que sirven para hinchar los neumáticos de bicicleta, se introduce más aire en la botella, cerrando la llave de ella antes de separar la bomba; pesémosla otra vez, con la misma tara en el otro platillo y notaremos un aumento de peso que únicamente puede ser debido al aire que hemos introducido en ella; luego el aire *pesa*, e igual sucede con todos los gases. Lo que ocurre es que, en el aire y en los demás gases, los efectos de la *gravedad* (fuerza de atracción hacia la tierra que determina el peso de los cuerpos) están contrarrestados por la *fuerza expansiva de ellos*, es decir, por su tendencia a llenar todo el espacio de que disponen; esta fuerza expansiva del aire, contrarrestada por el peso del mismo, hace que forme una capa de mucho espesor, la cual envuelve completamente a la tierra, formando la atmósfera; si el aire no pesara, esto es, si no fuera atraído hacia la tierra, se extendería por todo el espacio indefinido y careceríamos de él por completo.

La *unidad de peso* adoptada en todas partes es el *gramo*, que es el peso de un centímetro cúbico de agua pura (destilada), a 4º de temperatura; naturalmente, esta unidad puede resultar muy pequeña, o demasiado grande para todas las aplicaciones, y se usan además corrientemente para pesos medios o grandes, el decágramo (10 gramos), el hectógramo (100 gramos), el kilogramo o kilo (1.000 gramos), el quintal métrico (100 kilogramos) y la tonelada (1.000 kilogramos); y para comparar con pesos muy pequeños, el *decígramo*, *centígramo* y *milígramo* (décima, centésima y milésima parte de un gramo, respectivamente).

La comparación del peso de un objeto con las unidades de peso,

se suele hacer mediante las *balanzas*, colocando en uno de los platillos el objeto que se quiere pesar y en el otro *las pesas* que nos sirven de comparación, tanteando hasta que los dos platillos queden equilibrados y a la misma altura, y, por tanto, la balanza en el fiel.

Existen muchos modelos de balanzas, muy diferentes según el fin y la precisión que con ellas nos proponíamos conseguir. El bode-

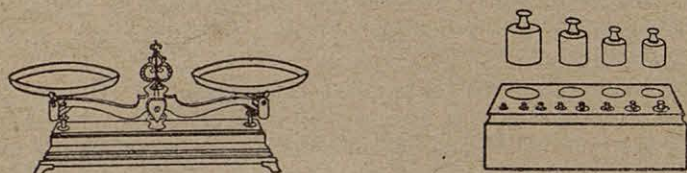


Fig. 9. — Balanza Roberval, con su caja de pesas.

guero debe disponer (a parte de básculas y romanas para grandes pesos) de una balanza del tipo Roberval (figura 9.^a) y de un *granatario* o balancita algo precisa, que aprecie *centigramos*, (es decir, diferencias de peso de un centígramo), análoga a la representada en la figura 10; la primera para pesar los productos enológicos que se empleen en la bodega, y el granatario para las operaciones de análisis *sumario* y *comercial* de sus vinos, ensayos de las tierras de su viñedo y demás pesadas que requieren alguna precisión.

Las balanzas de gran precisión, que aprecian décimas de miligramo, son de delicadísimo manejo y conservación, muy costosas, y pro-

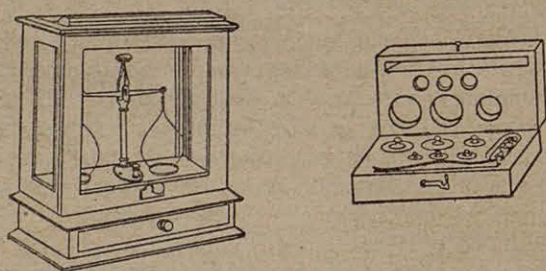


Fig. 10. — Granatario, con su caja de pesas.

pias sólo para los grandes laboratorios, pero no para los sencillos ensayos que deben y pueden hacerse en la finca y en la bodega.

Aun limitándonos a la balanza ordinaria y al sencillísimo granatario de construcción simple, habremos de tener precauciones para que se conserven bien y nos den indicaciones exactas dentro de su precisión respectiva; así, la balanza, y sobre todo el granatario, no deben estar nunca en el mismo local de bodega ni en otro donde haya humedad o se manejen ácidos, y deben colocarse sobre repisas

o fuertes mesas que no sufran trepidaciones, y esten bien fijas y niveladas sobre sus patas. Si el granatario es un poco fino y está protegido por una caja o vitrina de cristal, se tendrá ésta siempre cerrada hasta el momento de pesar en ella, y será muy bueno colocar en su interior un vasito que sostiene un embudito de vidrio, dentro del que se ponen unos trozos de *carbonato potásico fundido* o *cloruro de calcio escoriforme*, sustancias que se encuentran en todas las droguerías, y que tienen la propiedad de absorber la humedad.

En el granatario no se deben echar nunca sobre el platillo las sustancias que se pesan directamente, porque muchas de estas sustancias atacan al metal y estropean por completo la balanza. Si se trata de pesar tierras, bastará poner, encima de los platillos, cuadrados de papel satinado; pero para otras sustancias, y en todos los casos, será mejor pesar sobre un vidrio de reloj, o capsulitas pequeñas de vidrio o porcelana. Si hay que pesar líquidos, se echarán en vasitos o capsulitas. Y no hay para qué decir que en todos los casos se tararán previamente los papeles, vidrios de reloj, cápsulas o vasitos, para tener en cuenta su peso. En la balanza Roberval, algunas sustancias que no atacan al metal pueden echarse directamente al platillo, pero, si queremos conservar bien la balanza, será mejor siempre interponer un papel, una capsulita o depósito cualquiera, según los casos.

Las balancitas de cierta precisión o granatarios suelen llevar un tornillo que sirve para mantener suspendida y sin acción la cruz de la balanza, que así, sólo queda colgada en el momento de pesar; si la balancita que se emplea es de esta clase, no debe cargarse ni descargarse en marcha.

Las condiciones de una buena balanza son:

1.^a Que no habiendo pesas en ninguno de los platillos, la balanza esté en equilibrio;

2.^a Que la balanza se incline de un lado con un peso muy pequeño (para la mayor parte de los usos en que se emplea el granatario, nos basta que se note la adición del centígramo a uno de los platillos, cuando están los dos cargados con 10 gramos); y

3.^a Que, estando la balanza equilibrada, si cambiamos los pesos de un platillo por los del otro, y viceversa, la balanza siga equilibrada. Si la balanza no cumple con esta última condición, se podrá pesar con ella exactamente, pero será necesario que cada cosa que queramos pesar con precisión la pesemos en los dos platillos y tomemos el *término medio de las dos pesadas*, el cual será el peso exacto buscado.

Las cajas de pesas se cuidarán bien, las grandes de la balanza Roberval se limpian de cuando en cuando con una gamuza, las pesas pequeñas se tendrán siempre en caja cerrada, y a las buenas cajas de pesas pequeñas acompaña siempre una pinza, para no cogerlas con los dedos, ensuciándolas y haciendo variar su peso.

La densidad.—Si pesamos en una balanza una cierta cantidad (pongamos 10 gramos) de diferentes sustancias, por ejemplo, papel, corcho, azufre, tierra, limaduras de hierro, trocitos de plomo, entre los sólidos, o alcohol, agua, mercurio, entre los líquidos, notaremos a simple vista que los volúmenes o cantidades de cada sustancia, que representan igual peso, son muy diferentes, y los 10 gramos formarán un montoncito bastante grande para el papel y corcho, menor en el azufre, y *abultarán muy poco* en el hierro, y menos aún en el plomo; análogamente en los líquidos, el volumen que ocupen los 10 gramos de alcohol será mayor que el que ocupen los 10 gramos de agua, y sólo serán unas gotas para el mercurio. Luego volúmenes iguales de diferentes sustancias no pesan lo mismo, y es esta idea bien vulgar; así se dice, que el papel, el corcho, el alcohol *pesan poco*, y *el hierro, el plomo, el mercurio, son muy pesados*.

La *densidad* mide esta relación entre peso y volumen en cada sustancia, y entenderemos por densidad el *peso, en gramos, de un centímetro cúbico de una sustancia determinada*, o lo que es igual, el peso en kilogramos de un litro o decímetro cúbico de la misma. Por tanto, cuando digamos que la densidad del azufre es 2,07, la del hierro 7,86, la del plomo 11,37, querremos significar que un centímetro cúbico de estas sustancias (un dado o cubo geométrico, *macizo*, y de un centímetro de lado en sus tres dimensiones, alto, ancho y largo) pesará 2,07 gramos, 7,86 gramos y 11,37 gramos. Sabemos que los líquidos aumentan de volumen con la temperatura, *mucho más* perceptiblemente que los sólidos, y por eso será necesario, para expresar algo concreto, decir en cada caso a qué temperatura se ha tomado su densidad; pues si, por ejemplo, un centímetro cúbico de alcohol puro, a 0° de temperatura, se convierte a 30° en 1,05 c. c., sin que su peso varíe; la densidad (peso del centímetro cúbico) no podrá ser la misma en los dos casos; en la práctica del bodeguero, todas las densidades, de mostos, vinos, alcoholes, etc., se deben tomar a 15°, o hacer las correcciones oportunas, que en cada caso se indican, para reducir las a las tomadas a esta temperatura.

Ahora bien, para conocer la densidad de una sustancia no es preciso pesar *un centímetro cúbico* exactamente, sino que, determinando el peso de un volumen, cualquiera, conocido de sustancia, hallaremos su densidad por sencillas reglas de tres. Pongamos un ejemplo: un trozo de hierro cuyo volumen es 25 cc. pesa 195 gramos, ¿cual será la densidad del hierro, es decir, el peso de un centímetro cúbico? Se dirá: si 25 cc. de hierro pesan 195 gramos, 1 cc. de hierro pesará D gramos, estableciéndose la siguiente proporción: 25 : 195 :: 1 : D

$$D = \frac{195 \times 1}{25} = 7,8.$$

Para recordar en todos los casos estas operaciones, se establecen

las fórmulas generales siguientes, en las que P es el peso de una cantidad cualquiera de sustancia, V su volumen y D su densidad.

$$P = V \times D \quad D = \frac{P}{V} \quad V = \frac{P}{D}$$

que nos resuelven los tres problemas posibles: 1.º: Conocida la densidad de una sustancia, hallar el peso de un volumen determinado de ella. 2.º: Conocido el peso de un volumen determinado de sustancia, hallar su densidad, y 3.º: Conocido el peso de una cantidad de sustancia cuya densidad se tiene, hallar el volumen que ocupa. Estas tres fórmulas pueden sernos muy útiles; más adelante veremos alguna aplicación práctica de ellas.

Determinación de densidades.—Para hallar la densidad de un cuerpo sólido, bastará conocer el peso y el tamaño *exacto* o volumen que ocupa, real y verdaderamente, una sustancia; esto requiere procedimientos especiales y precauciones que no hemos de describir, porque la determinación *exacta* de densidades de los cuerpos sólidos no tiene casi nunca aplicación práctica para el bodeguero y comerciante en vinos, que, además, encontrará fácilmente, en muchos libros, tablas en las que están anotadas las densidades de todas las sustancias sólidas que maneja. Sin embargo, indicaremos un procedimiento rápido que puede darnos idea *aproximada* de las densidades de muchos sólidos. Pénsese uno o varios trozos del cuerpo sólido cuya densidad queramos conocer, y anotemos este peso P . Para conocer el volumen que estos trozos ocupan, echemos en una probeta graduada, hasta una señal determinada, agua u otro líquido, *en el que no se disuelva el sólido cuya densidad queremos hallar*, y adicionemos los trozos de sólido que hemos pesado, agitando para que no queden burbujas de aire interpuestas y el líquido penetre por todos los poros (si los tiene) del sólido; se puede, para facilitar esto, pulverizar el cuerpo sólido; el líquido de la probeta habrá subido de nivel (figura 11) y la diferencia entre el número de centímetros ocupados y los que primitivamente llenaba el líquido sólo, será el volumen V del sólido de que se trata. Finalmente, dividiendo el peso en gramos P por el volumen V en centímetros cúbicos, tendremos la densidad.

Insistimos en que es absolutamente necesario que el líquido empleado no disuelva al sólido cuya densidad queramos hallar; así, para hallar la densidad del hierro, de las piedras silíceas, etcétera, podremos emplear el agua, pero no para la sal, el azúcar, etcétera, para las que habría que buscar líquidos apropiados.

Al bodeguero le es indispensable saber determinar, con bastante exactitud, la densidad de muchos líquidos (mostos, vinos, alcoh-

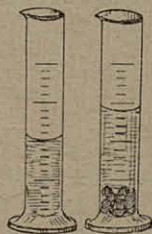


Fig. 11.

les...) para aplicaciones de análisis, unas veces (determinación del azúcar de los mostos, densidad, grado alcohólico y extracto seco de los vinos, grados de dulce comercial y real de mistelas, etc., etc.), y para usos diversos otras (aforo de barricas y toneles, etc.). Hay varios métodos para determinar la densidad de los líquidos, y el que aparentemente parece más racional y sencillo y desde luego es el más exacto, es el de los picnómetros. Consiste este método en pesar primero, vacío, limpio y completamente seco, un matracito, garrafa o



Fig. 12

envase de formas diferentes llamado *picnómetro* (ver figura 12) que lleva señalada por un trazo, su cabida exacta; se anota este peso, y se llena, *enrasando exactamente* hasta su señal, (1) con el líquido, cuya densidad queremos reconocer (el líquido debe estar a 15° de temperatura); se vuelve a pesar, y la diferencia de peso obtenida será el *peso* de un *volumen* conocido de líquido; dividiendo este peso, en gramos, por la cabida del picnómetro en centímetros cúbicos, se tendrá la *densidad* buscada.

Si no se conociera la cabida exacta del picnómetro, se haría una tercera pesada, llenando el picnómetro hasta su enrase con agua destilada, a 15° de temperatura. Si p es el peso del picnómetro vacío, Q el del picnómetro lleno de agua destilada y P el del picnómetro lleno del líquido cuya densidad queremos determinar, la densidad buscada vendrá dada por la fórmula

$$D = \frac{P-p}{Q-p}.$$

Todas estas operaciones exigen grandes precauciones, que no dejen de ofrecer dificultades al bodeguero y comerciante en vinos, no habituados a la práctica de laboratorio, y requieren, además, balanza muy precisa, por lo cual no es este método aconsejable para el práctico, que tiene más a su alcance, para la determinación de las densidades de los líquidos, otros aparatos que, como los densímetros o areómetros y aun la balanza de Mohr, son de aplicación más sencilla.

Todos los densímetros y areómetros están fundados en el siguiente principio (Principio de Arquímedes). Todo objeto sumergido en un líquido pierde de su peso una cantidad igual a la que pesaría el mismo objeto (o la parte sumergida de él, si no lo está totalmente) si estuviera formado del mismo líquido que lo baña. Es decir, todo cuerpo sumergido en un líquido pierde de su peso una cantidad igual al del líquido que desaloja. Al alcance de cualquiera está el comprobar este hecho

(1) Se llenan hasta un poco más arriba de la señal de enrase y con un rollito de papel de filtro se empapa el sobrante hasta que el enrase sea exacto.

general, debido al empuje que el líquido ejerce sobre el cuerpo sumergido; si colgamos un objeto pesado, un trozo grande de piedra, por ejemplo, de la cuerda de un pozo, nos costará más esfuerzo tirar de ella cuando el trozo de piedra esté en el aire que cuando esté sumergido en el agua, porque entonces pierde de su peso una parte igual al líquido que desaloja (que *quita de su lugar*), y esta misma es la razón por la que flotan en el mar los barcos. Pero aún podemos precisar más la experiencia, para nuestro objeto: cogemos un huevo fresco y lo echamos en un vaso con agua, evidentemente se va al fondo, *porque pesa más* que el volumen de agua que desaloja; pero aumentemos la densidad del líquido haciendo disolver sal de cocina, por ejemplo; si vamos poco a poco disolviendo pequeñas cantidades de sal, es fácil conseguir que el huevo ni flote ni se vaya a fondo, quedándose donde lo coloquemos; entonces su *densidad es la misma que la del agua salada*; y si aún disolvemos más sal, el huevo flotará, sobresaliendo del agua tanto más cuanto más sal pongamos, es decir, cuanto *más denso* sea el líquido, para cumplir la condición de que el huevo pese lo mismo que el líquido que desaloja (figura 13).



Fig. 13.



Fig. 14

Los densímetros y areómetros generalmente usados en la práctica, son los que en Física se llaman *areómetros de peso constante*. Consisten (ver figura 14) en un flotador de vidrio, lastrado por su parte inferior con mercurio o perdigones, contenidos en una esferita, y prolongado hacia arriba en un vástago que lleva una escala graduada diferentemente, según el objeto del densímetro o areómetro, pesa mostos, pesa licores, pesa ácidos, alcohómetros, etc., que todos estos nombres reciben, sin variar en nada esencial más que en su graduación, que en algunos (densímetros) marca la cifra de la densidad, en otros (areómetros Baumé) una graduación especial, en otros (alcohómetros) riqueza alcohólica que corresponde a cada densidad, etc.

Se comprende, después de lo dicho, que sumergidos estos aparatos en un líquido, se hundirán, hasta que el volumen de líquido desalojado por el aparato pese lo mismo que todo el areómetro, y así, en un líquido muy pesado, de mucha densidad, se hundirán poco y el nivel del líquido enrasará en la parte más baja de la varilla, y si el líquido es menos denso, el areómetro deberá sumergirse más para desalojar mayor volumen de líquido y que el peso del desalojado siga siendo constantemente igual al del aparato, y el enrase con el nivel del líquido será en punto más alto de su escala.

Como en Enología hablamos con gran detalle del manejo y graduación de cada uno de los tipos de estos aparatos, de tanto uso para el bodeguero, no insistiremos aquí más en ellos.

En algunas ocasiones se determinan las densidades de los líquidos mediante las *balanzas* de Mohr o de Westphal, que son de mane-

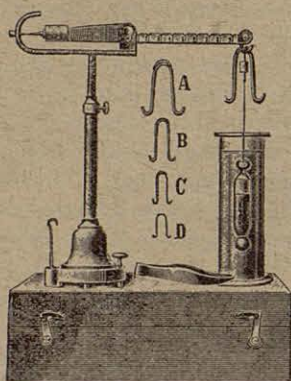


Fig. 15.—Balanza de Mohr-Westphal.

jo sencillo, y cuyo fundamento es también el principio de Arquímedes antes enunciado. Consta esta balanza, en los modelos hoy más usados (ver figura 15), de una cruz de brazos desiguales; el más corto lleva un fiel, y el más largo está provisto de escotaduras marcadas con los números 1 al 9, y de un gancho en un extremo en el que se cuelga un alambre finísimo, de platino, que sostiene un flotador de vidrio; este flotador es al mismo tiempo un pequeño termómetro; a la balanza acompaña la caja de pesas especiales, en forma de horquillas, de cuatro tamaños, marcadas en la figura con las letras A, B, C, D; estos pesos se cogen siempre con las pinzas que acompañan al aparato, nunca con los dedos. El manejo es sencillísimo; montada la balanza, se nivelará con el tornillo o tornillos que lleva el pie, para que, colgado el termómetro flotador del gancho correspondiente, quede justamente la balanza en fiel. Hecho esto, se llenará la probeta que lleva el aparato, con agua destilada, a 15° de temperatura, y se sumergirá en ella el termómetro-flotador (si el agua destilada no marcase 15° se calentará o enfriará ligeramente para conseguirlo); la balanza, evidentemente, se desequilibrará, por la pérdida de peso que sufre el termómetro sumergido en el agua, y para volverla a nivelar bastará colgar una de las horquillas mayores A, del gancho del extremo del brazo; es decir, en la forma que está colgado en la figura. Con lo hecho comprobaremos que la balanza funciona bien, y claro es que esta comprobación no es necesario hacerla más que de cuando en cuando.

Para hallar ahora la densidad de un líquido cualquiera, bastará llenar la probeta del aparato, bien limpia y seca, con el líquido (vino, mosto, alcohol, etc.) cuya densidad queremos averiguar, llevándolo previamente, si no lo está, a 15° de temperatura; se sumerge el flotador-termómetro en el líquido, siendo *importante que éste le cubra por completo*, y, por supuesto, que no toque al fondo de la probeta; para equilibrar la balanza colgaremos primero una horquilla de las mayores A, del mismo gancho del termómetro, si el brazo correspondiente baja demasiado, es que el líquido es menos pesado que el

agua, quitaremos la horquilla de este gancho e iremos tanteando, colgando una de las grandes horquillas *A* de cada una de las ranuras o escotaduras (nunca entre ellas), y si no consiguiéramos dejar la balanza en su fiel en ninguna de las posiciones, con sólo la horquilla *A*, dejaríamos ésta colgada en la ranura en que aun le falta algo de peso a la balanza para equilibrarse, sin poder colocarla en la siguiente ranura, porque sería peso excesivo, y tantearíamos con una horquilla *B* en la misma forma, colgándola de todas las ranuras (si dos o más horquillas de diferentes tamaños deben ir colgadas en la misma ranura, se cuelgan unas de otras y su forma es adecuada para este fin), y si aun no afináramos bien la balanza en su fiel, tantearíamos, colgando sucesivamente las horquillas más pequeñas *C* y *D*; establecido ya exactamente el equilibrio, basta anotar la densidad, teniendo en cuenta que la horquilla *A* colgada del extremo nos expresa 1, y colgada de una de las ranuras, tantas décimas como indica el número de ésta, las horquillas *B* nos indican análogamente centésimas, las *C* milésimas y las *D* diezmilésimas; así, por ejemplo, suponemos que el equilibrio de la balanza se establece colgando

una horquilla *A* de la ranura 9,
una horquilla *B* de la *íd.* 6,
una horquilla *C* de la *íd.* 2,
una horquilla *D* de la *íd.* 2,

la densidad del líquido ensayado será 0,9622; es decir, 1 centímetro cúbico de ese líquido pesará 0 gramos 9622, o lo que es igual, un litro de ese líquido (1.000 cc.) pesará 0 kilos 9622, o sea 962 gramos y dos decigramos.

Si al colgar la horquilla *A*, del gancho del extremo del brazo, hiciera aun falta más peso para restablecer el equilibrio en la balanza, el líquido sería más pesado que el agua (mostos, vinos muy dulces, etcétera); dejaríamos la horquilla allí colgada y tantearíamos primero con otra igual y luego con las *B*, *C*, *D* hasta conseguir el equilibrio. Supongamos que lo conseguimos colgando

una horquilla *A* del gancho del extremo,
otra horquilla *A*, igual, de la ranura 1,
la horquilla *B* no tiene colocación, pues colocada
 en el 1 da ya demasiado peso,
la horquilla *C* colocada en la ranura 4,
la horquilla *D* ídem en la *íd.* 2,

la densidad sería 1,1024.

Si los líquidos en que se toma la densidad no están a 15° de temperatura, podemos, sin embargo, hallarla, anotando la temperatura del líquido (que viene marcada por el mismo termómetro-flotador) y la indicación que nos dé la balanza, corrigiendo luego esta cifra con las tablas especiales para cada clase de líquido. En este libro (parte de Enología), se incluyen las más interesantes para el bodeguero.

Hemos indicado de pasada, más arriba, que el conocimiento de la densidad de los líquidos permite fácilmente aforar, no sólo toneles y barricas, sino cualquier recipiente manuable, cuya cabida nos interese conocer. En efecto, bastará pesarlo, primero vacío, y luego lleno por completo del líquido cuya densidad D conocemos, por cualquiera de los métodos anteriormente explicados. La diferencia de los dos pesos será el peso P del líquido, y conociendo el peso P y la densidad D de un líquido, la fórmula tercera de la página 31

$$V = \frac{P}{D}$$

nos dice que basta dividir el peso por la densidad para conocer el volumen que el líquido ocupa, es decir, el aforo del envase.

Ejemplo:

Peso de un tonel vacío.....	50 kilogramos
Idem del tonel lleno de vino.....	270 >
Densidad a 15°, del vino con que se llena el tonel.....	0,990.

El peso del vino envasado será $270 - 50 = 220$ kilogramos, y el volumen que ocupa (cabida del tonel), $\frac{220}{0,990} = 222,2$ litros (222 litros, 2 decilitros).

Los gases tienen peso, según hemos demostrado, luego también tendrán su densidad; pero los procedimientos de determinación de esta densidad son muy complicados, de orden puramente científico, y no precisa que los conozca el agricultor ni el comerciante en vinos; únicamente conviene saber, que, muchas veces, se expresa la *densidad de los gases con relación al aire*, es decir, que el número que la representa es la relación del peso de un centímetro cúbico del gas de que se trate al de un centímetro cúbico de aire, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Es costumbre hallar las densidades de los gases a 0° de temperatura y a una presión igual a la que supone el peso de una columna de mercurio de 760 milímetros de altura (presión atmosférica normal al nivel del mar), y todas las tablas de densidades de gases, que figuran en muchos libros, están calculadas para estas condiciones. Si se quisiera hallar el peso de un litro de un gas, conocida su *densidad con relación al aire*, bastará saber, que un litro de aire a 0° y 760 mm. de presión pesa *1 gramo 2935*, y multiplicar por ese número la densidad; por ejemplo: el gas carbónico tiene una densidad, con relación al aire, igual a 1,5287, luego el peso de un litro de gas carbónico, en las mismas condiciones en que se tomó su densidad, es decir, a 0° de temperatura y 760 mm. de presión, será $1,5287 \times 1,2935 = 1,978$ gramos (1).

(1) Para el cálculo de volúmenes y presiones de los gases a diferentes temperaturas se utiliza la fórmula

$$v_t \times p_t = v_o \times p_o \left(1 + \frac{t}{273} \right)$$

en la que t es la temperatura del gas, v_t el volumen que ocupa a dicha temperatura, y

CAPITULO IV

Disolución. — Solubilidad. — Saturación. — Cristalización. — Mezclas frigoríficas. — Estado coloide.

Disolución.—Si echamos en agua un poco de sal de cocina, la sal se deshace en el agua, desaparece de nuestra vista y se mezcla con el agua de tal manera, que ni con el microscopio más potente podemos ver la menor partícula de sal; la sal de cocina se ha *disuelto* en el agua. Igual ocurre, y son estos hechos bien vulgares, con otras muchas sustancias sólidas, no sólo en el agua, sino en otros líquidos. Así, por ejemplo, el azúcar, el ácido tártrico, el ácido cítrico, se disuelven en el agua; el tanino se disuelve en el agua (ver más adelante el epígrafe *Estado coloide*), y también en el alcohol. Se dice de esas sustancias que las primeras citadas son *solubles* en el agua, el tanino es *soluble* en el agua y en el alcohol, etc.

Por el contrario, existen otros sólidos que *no se disuelven* en determinados líquidos, por ejemplo, el mármol no se disuelve en el agua, el bitartrato potásico (cremor tártrico) no se disuelve en el alcohol, etc. Se dice que son estas sustancias *insolubles* en los líquidos de que se trata.

No sólo se disuelven los sólidos en los líquidos, sino que también se verifican fenómenos que debemos considerar análogos en los líquidos con los líquidos. Si mezclamos agua y alcohol, en cualquier proporción, se unen de tal manera, que no hay manera de distinguir en el líquido que resulte, la menor separación entre el agua y el alcohol; podemos decir que el alcohol se ha disuelto en el agua, o inversamente (lo que es igual en este caso de líquidos con líquidos) que el agua se disolvió en el alcohol.

Otros líquidos no se disuelven entre sí; por ejemplo, el aceite echado en agua no se mezcla íntimamente con ella, y si batimos la mezcla, el aceite quedará en forma de gotitas más o menos finas, pero perfectamente perceptibles y separadas del agua; si, batiendo y agitando mucho estas mezclas de aceite y agua, o en general, de dos líquidos que no se disuelven uno en otro, se llega a que uno de ellos esté en gotitas muy pequeñas, se dice que entonces se ha formado una *emulsión*. Hay, pues, líquidos solubles y líquidos insolubles en otros.

a la presión p_t , v_0 y p_0 , el volumen y presión del mismo peso de gas a 0° de temperatura y 760 milímetros (de mercurio) de presión. Esta fórmula es fundamental en el estudio de los gases y tiene numerosas aplicaciones en Química, pero para detallar más en este asunto, precisan algunos conocimientos de Álgebra y Física, cuya exposición nos llevaría demasiado lejos; por otra parte, el viticultor y el bodeguero no necesitan emplear esta fórmula en su práctica diaria.

En cuanto a las sustancias en estado gaseoso, es evidente que se pueden disolver o no en determinados líquidos: así, por ejemplo, el agua potable lleva aire disuelto, y si hirviendo el agua, como se hace en época de epidemias, la privamos del aire que contiene naturalmente, será necesario, después, airearla, *jarreándola* bien antes de beberla, pues el agua hervida y no aireada (agua sin aire disuelto) es desagradable al paladar e indigesta. El agua de Seltz, los vinos espumosos, llevan gas carbónico *disuelto* en gran proporción, mucho mayor que la que podrían disolver naturalmente, gracias a la presión a que está sometido el gas en los sifones o botellas. Los vinos nuevos contienen también bastante gas carbónico disuelto, al que deben su sabor picante agradable, que recuerda al del agua de Seltz. El gas sulfuroso se disuelve en el agua y en el alcohol, etc. Por el contrario, ciertos gases no se disuelven en líquidos determinados; así, el gas sulfuroso no se disuelve en el mercurio.

Finalmente, podríamos llamar, por extensión, disolución de gases en otros gases a las mezclas de ellos entre sí.

Estudiemos la disolución de los sólidos en los líquidos, que es, bajo nuestro especial punto de vista, la que nos interesa más. Al disolverse un sólido en un líquido, en la solución encontraremos propiedades nuevas, pudiendo variar el color y sabor del líquido primitivo, su manera de accionar con otros cuerpos, etc. Una disolución de sulfato de cobre en agua, toma color azul y sabor ácido y metálico, y es venenosa, propiedades distintas de las del agua, pero, aparte esta serie de cambios en el líquido o solución, que serán diferentes según el sólido que hayamos disuelto, podremos observar, en *todas las disoluciones de un sólido en un líquido*, hechos constantes que, por lo tanto, caracterizan al fenómeno de la disolución.

Primer hecho.—La temperatura a que empieza a congelarse (a volverse sólida) una disolución, es más baja que aquella en que se hubiera helado el líquido disolvente.

Experiencia.—En un vasito ponemos agua pura, y en otro agua salada (al 5 por 100, por ejemplo) y los metemos entre una mezcla de hielo y sal de cocina; el agua pura se helará en cuanto un termómetro metido en ella marque 0°; en el agua salada no se empezarán a ver cristales de hielo hasta que el termómetro haya bajado a 3° bajo cero; además, no se helará por completo, y es notable e importante señalar que si sacamos los cristales de hielo producidos en el agua salada y los dejamos escurrir, el agua de que está formado dicho hielo es agua dulce, *no salada*. Este mismo fenómeno ocurre en todas las disoluciones, y, por ejemplo, el vino, que lleva disueltas una infinidad de sustancias, se empieza a congelar a una temperatura mucho más baja que 0°; aún a esa temperatura, el alcohol no se hiela, por ser bajísimo su punto de congelación (130° bajo cero) y esta propiedad se aprovecha en muchos países fríos para *concentrar los vinos por el frío*, separando los cristales de hielo formado, que apenas contienen alcohol ni demás sustancias constitutivas del vino, y la pequeña cantidad que pueden contener debe atribuirse a interposición dentro del cristal de hielo, siendo el resultado final el tener un vino *más concentrado*.

Segundo hecho.—La temperatura de ebullición de una disolución

es diferente y siempre mayor (hablamos sólo de los casos en que el cuerpo que se disuelve es sólido) que aquella en que hervía el líquido disolvente, antes de hacer la disolución.

Experiencia.—En dos cápsulas, cacerolas o vasitos, puestas al fuego, echemos, en una agua salada, y en otra agua pura, colocando un termómetro en cada una; calentemos ambas, y se observará que cuando el termómetro marque 100° (o algo menos según los lugares) el agua pura hervirá, el agua salada necesitará para empezar a hervir que el termómetro suba algo más, hasta 108°4 si la solución de sal fué hecha al 40,2 por 100 (saturada). El vino contiene, además del alcohol, muchas sustancias sólidas disueltas, tales como ácidos, tanino, etc.; luego su punto de ebullición será mayor que si se tratase de una simple mezcla de agua y alcohol, y esta es la razón, sobre la que se insiste en el lugar correspondiente, para que no puedan considerarse siempre como exactos los resultados de graduar los vinos en los ebulliómetros Malligand y Salleron.

Tercer hecho.—Según la manera de interpretar hoy día la disolución de un cuerpo sólido en un líquido, *las moléculas* del sólido (o partes de molécula en algunos casos, véase más adelante la noción moderna de los llamados *iones*) se reparten en el líquido, quedando tan libres y separadas unas de otras como hemos dicho están las moléculas de un cuerpo en estado gaseoso, y, como en este caso, *tienden a ocupar todo el espacio de que disponen*, ejerciendo para ello una *presión*, una fuerza en todo comparable a la que resulta de oponerse a la expansión de un gas: esta fuerza o presión se llama *presión osmótica*.

Demostremos que existe esta presión, esta fuerza, con dos sencillísimos ensayos.

Experiencias. 1.^a En un vaso muy hondo, se echa primero una disolución, muy espesa, de azúcar en agua, un almíbar, por ejemplo; luego, con mucho cuidado, para que no caiga de golpe, sino escurriendo por las paredes del vaso, y desde poca altura, echamos, muy poco a poco, agua sobre el almíbar; quedará arriba el agua sin azúcar, y abajo la azucarada, sin mezclarse, porque el almíbar es más denso, pesa más, que el agua pura, hecho de fácil observación, pues el agua de la parte alta *no tiene azúcar y no sabe dulce*. Dejando el vaso sin tocarlo ni moverlo, en absoluto reposo, si al cabo de unas horas probamos el agua de la parte de arriba del vaso, notaremos que está dulce; luego el azúcar ha tenido que *subir* de abajo-arriba, a pesar de ser más pesado que el agua, y para ello hace falta cierta fuerza, cierta presión: *es la presión osmótica*.

2.^a Más probante aún que la anterior. Tomemos tres huevos de gallina, frescos y de tamaño parecido, y pongamos, sin romperlos, cada huevo en un vaso. Todo el mundo sabe que debajo de la cáscara dura del huevo hay una telilla o membrana, y vamos a proceder ahora a la separación de esta cáscara dura, sin romper la telilla: para ello echamos en los tres vasos un poco del líquido llamado *ácido clorhídrico comercial*, que se encuentra en todas las droguerías a precios reducidísimos (1) mezclado con muy poca agua; este ácido disuelve toda la cáscara dura del huevo, y cuando esto ha ocurrido, se escurre con cuidado todo lo que se puede del líquido de los vasos, sin dejar caer los huevos, que deben quedar enteros, *sin romperse su telilla por ningún lado*. Estando así, se echa agua en los tres vasos, y se escurre también este agua en la misma forma. Finalmente, en uno de los vasos echamos agua pura, en otro una disolución muy concentrada de *cloruro cálcico*, y dejamos el otro vaso sin tocar ni echar nada. Al cabo de veinticuatro horas podemos observar, comparándolos: que el huevo metido en agua *ha*

(1) El ácido clorhídrico es lo que algunos llaman aún, por su nombre anticuado, *espíritu de sal* que se aplica a veces en el fregado de suelos de madera.

crecido mucho, y que, por el contrario, el que dejamos en la solución de cloruro cálcico *ha menguado*, ha disminuído de tamaño; y que el tercer huevo no ha variado. Lo que ha ocurrido es que la telilla del huevo deja pasar a su través el agua, *cuando ésta viene empujada por cierta fuerza, y no deja pasar las sustancias disueltas en el agua* (es lo que los químicos llaman una *membrana semipermeable*). En el huevo sumergido en agua, las sustancias disueltas, contenidas en la clara, *hacían presión* sobre la telilla, pero no pudiendo salir, entra agua para *aclarar esta solución interior*; por el contrario, en el caso del huevo metido en la disolución de cloruro cálcico, era ésta más concentrada, más espesa, la presión osmótica se ejerce de fuera a dentro, y sale agua del huevo para diluir el líquido que lo rodea.

Se pueden hacer experiencias mucho más científicas, pero, para nuestro objeto, que es comprender que existe esta presión, son suficientes las apuntadas.

Por la presión *osmótica* explicada y exactamente igual a como ocurre en la segunda de las experiencias anteriores, es como cambian entre sí el agua y se igualan las disoluciones de el interior de las células, pequeñísimas celdillas de que están formadas plantas y animales, y se comprende la importancia que este fenómeno tiene para su vida.

Además de las propiedades generales de las soluciones, que acabamos de exponer, es importante advertir que hay cuerpos que al disolverse dan a las disoluciones la propiedad de conducir una corriente eléctrica; por ejemplo, el agua pura no deja pasar la corriente eléctrica a su través, pero si disolvemos en el agua, sal común, sosa, salitre, ácido sulfúrico (vitriolo), ácido clorhídrico, etc., se hace conductora; es decir, la deja pasar, produciéndose fenómenos en cuyo estudio no podemos entrar aquí. Por el contrario, si disolvemos en el agua, azúcar, alcohol, etc., el agua seguirá sin dejar pasar la corriente eléctrica a su través.

En la Química moderna, tienen gran importancia estas distinciones, admitiéndose hoy que al disolver en un líquido la primera clase de cuerpos citados (electrolitos) algunas de sus moléculas se dividen en partes, que, naturalmente, no son ya la misma sustancia que se disolvió y gozan de propiedades diferentes, lo que explica que algunas veces sean éstas distintas en los cuerpos, según que estén disueltos o no, húmedos o secos.

Las dos, tres o más porciones en que algunas de las moléculas de muchos cuerpos se dividen al disolverlos en un líquido, se llaman *iones*.

No obstante la importancia que estas teorías tienen en la interpretación de muchos hechos, no es posible entrar en su estudio en una obra elemental y práctica como la presente.

Solubilidad, saturación y cristalización.—Los cuerpos sólidos solubles en un líquido determinado, no lo son en todas proporciones, y se llega a un límite, pasado el cual, aunque adicionemos más cantidad de la sustancia, no se disuelve y queda sin cambiar de estado. A las disoluciones de un cuerpo que ya no pueden disolver mayor cantidad de él, se las llama *disoluciones saturadas*. Se llaman *soluciones di-*

lúidas a aquellas en que la disolución lleva pequeña cantidad de sustancia disuelta. *Soluciones concentradas*, a las que contienen mucha proporción del cuerpo disuelto, sin llegar a saturación. Unas y otras reciben el nombre de *tituladas* o *valoradas*, cuando se conoce exactamente la cantidad de sustancia disuelta en un volumen conocido de líquido.

Experiencia. - Tomemos 100 cc. de agua destilada, y añadimos poco a poco sal común de cocina (cloruro de sodio); la sal se disolverá en el agua. Pero cuando hayamos añadido una cierta cantidad (35,8 gramos, si el agua está a 15° de temperatura) el agua *no disolverá más sal*, y toda la que pudiéramos agregar quedaría indefinidamente sólida en el fondo del vaso. *Es la disolución saturada.*

Casi siempre los líquidos calientes disuelven mayores cantidades de sólidos, y para cada temperatura del líquido disolvente es necesaria una cantidad fija y determinada de cada una de las sustancias sólidas para saturar la disolución; por estas razones, es corriente calentar los líquidos para facilitar la disolución, en ellos, de diversas sustancias.

Así, por ejemplo, para la sal común (cloruro de sodio) tenemos que en un litro de agua pura se disuelven

A	0° de temperatura.....	355 gramos.
A	10° fd.	357 »
A	20° fd.	360 »
A	30° fd.	363 »
A	100° fd.	396 «

de donde vemos que la solubilidad de la sal de cocina aumenta muy poco con la temperatura. Para el *nitrate potásico* (salitre) las variaciones de solubilidad con la temperatura son muy grandes, y un litro de agua pura disuelve

A	0° de temperatura.....	130 gramos.
A	20° fd.	310 »
A	40° fd.	640 »
A	60° fd.	1110 «
A	80° fd.	1720 »
A	100° fd. hirviendo.....	2470 »

Para el *crémor tártaro* (bitartrato potásico) tan abundante en mostos y vinos, tenemos que un litro de agua pura disuelve (Tabla de M. Alluard).

A	0° de temperatura.....	3,20 gramos.
A	10° fd.	4,00 »
A	20° fd.	5,70 »
A	30° fd.	9,00 »
A	40° fd.	13,10 »
A	50° fd.	18,00 »
A	60° fd.	24,00 »
A	70° fd.	32,00 »
A	80° fd.	45,00 »
A	90° fd.	57,00 »
A	100° fd.	69,00 »

Se ve que el bitartrato es mucho más soluble en agua caliente que en agua fría.

Finalmente, si disolvemos en caliente un sólido en un líquido, hasta saturar la solución, y seguimos evaporando el líquido, o si la dejamos enfriar luego poco a poco, como ya no puede contener la

misma cantidad de sustancia disuelta, ésta volverá al estado sólido, pero afectando siempre la forma cristalina y pudiendo obtenerse por estos medios, cristales, a veces, muy grandes y regulares, sobre todo si la concentración o el enfriamiento del líquido son lentos, para dar tiempo a la formación de los cristales. A este fenómeno se le llama *cristalización* (1), y es uno de los medios más adecuados para obtener sustancias puras, cuando aquellas de que disponemos vienen mezcladas con otras que las impurifican y cuya solubilidad es diferente.

Experiencia.—Como ejemplo de cristalización y purificación, por este medio, de una sustancia, propongámonos emplearlo en el salitre (nitrato potásico) que se produce abundante en las paredes de muchas cuevas y bodegas húmedas, en tierras salitrosas, formando una capa blanca en su superficie, etc.; todos estos salitres son muy impuros. Tomemos una cantidad de cualquiera de ellos; pongamos a hervir agua en una cazuela o cápsula, y, cuando esté hirviendo, añadámosle una cantidad de salitre bastante grande para formar una solución saturada, o por lo menos muy concentrada; esto último se conseguirá con 600 a 1.000 gramos de salitre por cada litro de agua que hayamos puesto a hervir. El salitre se disolverá rápidamente; retiramos la cápsula del fuego, y, sin moverla, la dejamos enfriar lentamente; como esta sal es mucho menos soluble en frío que en caliente, tendrá que *cristalizar*. Cuando el líquido esté lo más frío posible, se decanta el agua que sobrenada (aguas madres) y con los cristales que quedan podemos repetir la operación, obteniendo así un salitre muy puro, porque las sustancias que lo *impurificaban* habrán sido arrastradas y disueltas por las *aguas madres* que hemos decantado en cada operación.

Para las sustancias, como la sal común, que tienen casi la misma solubilidad en frío que en caliente, el mejor medio de hacerlas cristalizar es evaporar lentamente sus soluciones en agua, por ejemplo, sobre un baño-maría; haremos dos decantaciones (escurridos) del líquido, la primera, cuando aún se haya evaporado poca agua, quedando en estado sólido las impurezas que lleva la sal, debidas a sustancias menos solubles en el agua que la sal común (por ejemplo, el yeso o sulfato de calcio); se sigue luego evaporando, y cuando ya queda muy poca agua, se inclina la cápsula o cacerola en que hacemos la cristalización, separando con estas aguas madres las impurezas más solubles en el agua [que el cloruro sódico (sal de cocina), como son, por ejemplo, las sales llamadas cloruro y sulfato de magnesia. Este método de cristalización y purificación de la sal común es precisamente el que se emplea en gran escala en la industria de las salinas marítimas, como las que existen en nuestro litoral del Mediterráneo; en ellas, el agua de mar entra en estanques de mucha superficie y poco fondo, se evapora por el calor del sol, y cuando hay muy poca agua y casi toda la sal ha cristalizado, se dejan escurrir las *aguas madres*, las cuales llevan aún en disolución los cloruros y sulfatos de magnesia que existen también en el agua de mar. La sal así obtenida hay aún que refinarla por cristalizaciones y operaciones, cuya descripción ya no es de este lugar.

Mezclas frigoríficas.—En la disolución de muchas sustancias sólidas en los líquidos, se produce un enfriamiento más o menos pronunciado, a veces muy notable, según las sustancias de que se trata y la

(1) Se pueden obtener las sustancias cristalizadas por otros métodos, por ejemplo, por sublimación (ver pág. 26) o por *fusión*, es decir, fundiendo el sólido que tratamos de cristalizar y dejándole enfriar poco a poco para que la solidificación sea lenta (véase en el Capítulo X la formación de cristales de azufre por este medio), pero el método más seguido en la práctica para hacer cristalizar la mayor parte de las sustancias, es el disolverlas en un líquido apropiado y concentrar y enfriar la solución obtenida.

proporción del sólido y el líquido. Esto es debido a que, al hacerse la disolución del sólido, hay absorción del calor que posee el líquido disolvente, *transformándose el calor en el trabajo de disolución*, por el que el sólido se hace líquido, pudiendo compararse esta absorción de calor y transformación en trabajo a lo que ocurre al *fundir* un cuerpo sólido, en cuya operación hay también, según ya sabemos, absorción de calor, que es empleado en el trabajo de liquidar el sólido.

Estos enfriamientos, producidos por las disoluciones, se aprovechan muchas veces para producir frío y enfriar algunas sustancias, fabricar helados y sorbetes, etc., etc., introduciendo en la disolución (llamada *mezcla refrigerante o frigorífica*) el cuerpo que queremos enfriar, metido dentro de un vaso o recipiente cualquiera (una garrafa de horchatero, por ejemplo).

Como muchas veces puede sernos útil el enfriar ciertas sustancias por este medio, anotamos a continuación algunas de las *mezclas frigoríficas* más usadas, entre multitud de ellas que podríamos citar.

Mezclas frigoríficas más usadas y sencillas	100 gramos de nieve, mezclados con 33 gramos de sal gorda de cocina, producen un descenso de temperatura, en la mezcla, de 20°.
	100 gramos de nieve mezclados con 25 gramos de cloruro amónico (sal muy conocida, usada en algunas pilas eléctricas y llamada vulgarmente <i>sal amoníaco</i>) producen un enfriamiento en la mezcla, de 14°.
	100 gramos de nieve y 143 de la sal llamada cloruro cálcico <i>crystalizado</i> , producen un enfriamiento de 49°.
	3 partes en peso de nitrato sódico (nitrato de sosa, sal bien conocida por su empleo como abono) y 4 partes de agua, hacen descender la temperatura 18°.
	1 parte en peso de cloruro amónico (sal amoníaco) y 1 parte de agua hacen descender la temperatura en unos 12°.

Por el contrario, hay sustancias, como el ácido sulfúrico, el cloruro cálcico fundido, la potasa y sosa cáusticas, que, al disolverse en agua, producen *mucho calor*, calentándose a veces tanto la disolución que no puede ni tocarse el vaso que la contiene; pero, en estos casos, se ha demostrado, que la sustancia no solamente se disuelve, sino que se combina con el agua y forma con ella cuerpos nuevos (hidratos), y a la formación de estos cuerpos se debe el calor desprendido, que en nada contraría a las reglas generales y teorías que hemos explicado, acerca de la disolución.

Sobresaturación.— En algunos casos, al enfriarse una solución *saturada en caliente*, no se deposita el sólido, a pesar de que ya la disolución contiene mayor proporción de la que puede disolver a la temperatura en que se encuentre. Se dice entonces que la solución está *sobresaturada*, pero, en estos casos, basta agitar un poco el líquido o echar un minúsculo cristalito de la sustancia que se disolvió, para que este estado anormal cese y el sólido disuelto cristalice rápidamente.

Experiencia. Con la sal llamada hiposulfito sódico, muy usada en fotografía, pueden obtenerse fácilmente disoluciones sobresaturadas, haciendo en caliente soluciones

en agua, sumamente concentradas, y dejándolas enfriar *sin moverlas lo más mínimo*, observándose todos los hechos arriba expuestos.

Estado coloidal.—Cuando diluimos en un líquido, el agua por ejemplo, ciertos cuerpos, algunos de ellos de aspecto parecido a la cola de carpintero (1), entre los que se encuentran la albúmina de huevo (clara del huevo) las gelatinas, las gomas (goma arábiga, y, en general, las gomas que se utilizan para pegar), la fucsina, el tannino..., etc., al parecer se disuelven en el líquido como los demás cuerpos sólidos, pero estas disoluciones presentan propiedades muy notables, que vamos a exponer, como de costumbre, mediante experiencias bien sencillas.

Experiencias.—Tomemos un tubo de vidrio muy ancho (un tubo de quinqué sirve perfectamente), o un frasco al que le falte el fondo, y atemos a él, fuertemente, para que le sirva de fondo, un trozo del papel

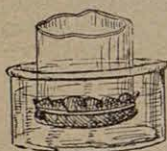


Fig. 16

llamado pergamino; en un vaso muy ancho (cristalizador) o en una cazuela cualquiera, pongamos agua pura, y, dentro del tubo o frasco con fondo de papel pergamino, ponemos, por ejemplo, una clara de huevo diluida en agua, a la que añadimos azúcar o sal común, sumergiéndolo, en la forma indicada por la figura 16, en el agua pura. Al cabo de algún tiempo, veremos que el agua del vaso está dulce (o salada, en el caso de haber puesto sal común en el agua albuminosa), lo que nos dice que el azúcar o la sal han pasado a través del tabique de pergamino, pero la *albúmina* de la clara del huevo no ha podido pasar, y así lo podemos comprobar, calentando en un tubito de ensayo un poco del agua del cristalizador, la cual no se enturbia nada, lo que demuestra que no contiene albúmina de la clara de huevo, pues todo el mundo sabe que la clara de huevo se *cua*ja (coagula) con el calor. Es decir, que no es de igual naturaleza la disolución en agua de la albúmina de un huevo, que la disolución de sal común o de azúcar; por esta razón se dividen los cuerpos (mejor dicho estaría los estados de los cuerpos) en *coloides* (aquellos que disueltos no atraviesan una membrana de pergamino) y *cristaloides* (todos los demás). Esta distinción tiene gran importancia, y aun ha de alcanzarla mayor, en la Química moderna, y especialmente en la Química Agrícola, porque todos los líquidos que forman las plantas y animales son muy ricos en sustancias en estado coloide, y su estudio ha de ser fundamental. Aquí nos limitaremos a decir, que si nos fijamos en la sencillísima experiencia descrita, y recordamos lo dicho en la página 39, acerca de la presión osmótica, tendremos idea de

(1) A este aspecto debieron su nombre (coloides, parecidos a la cola) por tenerle los cuerpos en los que primero se estudiaron sus propiedades; actualmente se conocen muchos cuerpos que pueden tomar el estado coloide y en nada se parecen a las colas.

la causa por la cual las raíces de las plantas absorben, a través de las membranas exteriores, las sustancias alimenticias disueltas en el agua que por el suelo circula, y *no dejan nunca escapar* a la tierra, algunas de las sustancias en disolución, que las plantas contienen en su interior.

En los mostos existen sustancias en estado coloide (gomas, sustancias mucilaginosas, albuminoides, diastasas, taninos..., etc.), y sustancias cristaloides, como el azúcar, ácidos, sustancias minerales, etc., y en un mosto podríamos aislar unas de otras siguiendo una experiencia análoga a la descrita.

El estado coloide no sólo depende de la sustancia que se disuelve sino también del líquido disolvente; así, por ejemplo, el tanino disuelto en agua está en estado coloide, mientras que en el alcohol se disuelve, pura y simplemente, como un cuerpo cristaloides.

No se crea que sólo las sustancias que proceden de vegetales o animales, como las gommas, las gelatinas, etc., pueden tomar el *estado coloide*, sino que con muchas otras de origen mineral, como los metales, la sílice, se ha logrado formar disoluciones coloidales, algunas de ellas de empleo en medicina; la misma *arcilla* de las tierras toma en el agua pura el estado coloidal, y pasa a través de los filtros de papel; pero si el agua lleva en disolución sales calizas (o algunas otras), la arcilla se coagula, es decir, vuelve a su estado sólido e insoluble en el agua, y en este último estado no retiene tanto la humedad; esta es la razón, por la que el encalado de las tierras arcillosas y fuertes las hace más sueltas y permeables.

Hoy se admite, con fundamento, que en las diluciones de los cuerpos en estado coloidal no se disgregan y dispersan en el líquido las moléculas del sólido, como en las disoluciones ordinarias de los cuerpos cristaloides, sino que sólo se dispersan *partículas mayores que las moléculas, aunque pequeñísimas*, no siendo las soluciones coloidales verdaderas disoluciones, sino verdaderas *semi-disoluciones*, intermedias entre las disoluciones propiamente dichas y los líquidos turbios (por suspensión en ellos de un sólido insoluble) y hasta han llegado a verse, en continuo movimiento, usando medios muy sensibles (ultramicroscopio) las partículas en que se dispersan en un líquido los cuerpos coloides. Estos conocimientos son muy complicados para ser expuestos en una obrita tan elemental y práctica como la presente, y no creemos deber pasar de las sumarisimas indicaciones anotadas.

CAPITULO V

Mezcla y combinación.—Cuerpos simples y compuestos.—Leyes de la combinación.

Mezcla y combinación.—Uno de los medios principales de que se vale la Química para estudiar las propiedades de las sustancias, es mezclarlas entre sí, para averiguar las acciones que unas ejercen sobre otras.

Pero si reunimos dos o más sustancias, pueden ocurrir cosas muy diferentes, que vamos a explicar, interpretando sencillas experiencias.

Sobre un papel mezelemos, revolviendo con el dedo, un poco de azufre flor con otro poco de limaduras de hierro. Obtendremos un polvillo de color gris más o menos amarillento, según la proporción de azufre, en el que, si las limaduras de hierro son bien finas, quizás no distinguiremos a simple vista las partículas de una y otra sustancia, pero con una lupa (lente de aumento), veremos perfectamente los granitos del azufre y los del hierro; además, las dos sustancias, hierro y azufre, conservan en la mezcla todas sus propiedades, y si acercamos un imán, todas las limaduras de hierro serán atraídas por él, separándose de las partículas de azufre, quedando éste con las mismas propiedades que antes tenía; por ejemplo, su color es amarillito, no se disuelve en el agua, si le prendemos fuego arde con llama azulada, dando fuerte y picante olor a pajueta, por producirse el gas sulfuroso, etc.; así, pues, no hemos formado en la experiencia *ninguna sustancia nueva* y no hemos realizado más que una simple *mezcla*.

Pero si ponemos un poco de esta mezcla en un tubo de vidrio, cerrado por un extremo y resistente al fuego (tubo de ensayo), y calentamos un poco este tubo, colocándolo sobre una lamparilla de alcohol, notaremos que al principio empieza a fundirse el azufre, pero bien pronto empieza a chisporrotear la mezcla y llega a ponerse incandescente (al rojo, como un ascua), y así continúa algunos instantes, aunque separemos la lamparilla de alcohol; finalmente, encontramos en el fondo del tubo una masa de color uniformemente negro, en la que ni con el microscopio más potente se podrían distinguir las partículas de azufre y de hierro, y en la que estas sustancias no conservan ninguna de sus propiedades, esto es, un imán no atrae la masa, ésta no arde, etc.; y por el contrario, se presentan caracteres nuevos que no tenían ni el hierro ni el azufre. Por ejemplo, si echamos en el tubo de ensayo, que contiene la nueva sustancia, un poco de *ácido clorhídrico*, la masa hace efervescencia; es decir, aparenta hervir, por desprenderse de ella gases; el olor de estos es repugnante, a huevos podridos. En resumen, hemos *combinado* el hierro y el azufre para formar un cuerpo nuevo, llamado *sulfuro ferroso*: hemos hecho una *combinación*. Es importante advertir, que en la *combinación* de dos o más cuerpos para formar una sustancia determinada los cuerpos componentes entran siempre en la misma proporción, mientras que en las simples mezclas podemos variar como queramos las proporciones de cada uno de los cuerpos que las forman. Así, en la *mezcla* de hierro y azufre, podemos variar las cantidades de uno y otro, obteniendo mezclas que variarán en su color, más o menos gris, según que lleve más o menos proporción de hierro, serán más o menos pesadas, etc.; pero en la combinación del hierro y del

azufre, 32,06 gramos de azufre se unen a 55,84 gramos de hierro, formándose 87,9 gramos de la sustancia, sulfuro ferroso, y si pusiéramos mayor proporción de hierro, por ejemplo, 60 gramos, no se combinarían más que los 55,9 que hemos dicho, y *sobrarían* 4,1 gramos de hierro sin combinar, que conservarían todas sus propiedades.

Acabaremos de fijar las diferencias entre las simples *mezclas*, propiamente dichas, y las *combinaciones*, indicando que en toda combinación hay variación en el calor, desprendiéndose muchas veces, y necesitando absorberlo en algunas otras, produciéndose, por tanto, siempre, variaciones en la *energía*, pues además de manifestarse estos desarrollos o absorciones de calor, puede haber, en las combinaciones, producción de luz o de electricidad, de lo que veremos muchos ejemplos más adelante. En las mezclas, por el contrario, no hay variaciones de calor, ni se produce luz ni electricidad; en suma, ninguna variación en la energía, y si alguna se acusa es señal de que la mezcla no lo es, sino una verdadera combinación química, o lleva consigo un *cambio* de estado físico, de sólido a líquido, de líquido a sólido etc., fenómenos que sabemos pueden dar lugar a *variaciones en la temperatura*.

Ahora bien, como los cuerpos que resultan de una *combinación* de otros dos o más, no pueden contener otra cosa que estos cuerpos, se comprende, y así se comprueba siempre, que podremos *descomponer* en ciertas condiciones la sustancia que resulta de la combinación, recuperando *sin pérdida ninguna de su peso* todos los cuerpos componentes, y practicando así la operación que se llama *descomposición química*. En el caso del sulfuro ferroso, antes formado, es posible separar el azufre y el hierro que lo forman, pero no siendo esto muy fácil en experiencias tan sencillas como todas las que proponemos, busquemos como ejemplo de descomposición, la de una piedra caliza (carbonato cálcico).

Pongamos un trozo de una de estas piedras (un trozo de mármol, para el caso) en un crisol abierto, de tierra refractaria, encima de un mechero o entre carbones al rojo; al cabo de dos o tres horas de mantenerlo así a gran temperatura, dejemos enfriar, y veremos que la piedra caliza se ha transformado en una masa blanca, que rociada con agua se recalienta mucho y se reduce a polvo menudo, y si agregamos más agua, forma una lechada con todas las propiedades de las empleadas por los albañiles para encalar los muros. Es decir, que lo que nos quedó en el crisol, después de calcinar la piedra caliza, era *cal viva*, bien conocida de todo el mundo, y cuyo nombre químico es *óxido de calcio*; por otra parte, durante la calcinación de la caliza se ha desprendido de ella un gas, que si hubiéramos recogido, adoptando disposiciones especiales, podríamos comprobar que era *gas carbónico*, el mismo que se desprende en la fermentación de los mostos (tufo de las bodegas), luego el carbonato cálcico (caliza) se des-

compone por el calor en *gas carbónico* y *cal viva* (óxido de calcio). Se habrá notado que la experiencia propuesta no es más que repetir lo que se hace en gran escala en los *hornos de cal*, para la fabricación de esta sustancia.

Cuando reunimos varias sustancias o ponemos en determinadas condiciones una de ellas para hacer una experiencia, es frecuente que se verifiquen, al mismo tiempo o sucesivamente, composiciones y descomposiciones químicas, y a todo este conjunto de fenómenos se le llama *reacción química*. En estas reacciones, unas veces las sustancias que primero pusimos se transforman completamente, produciendo otras nuevas (como en la experiencia con el azufre y el hierro, primeramente citada), pero en otros casos esta transformación no es completa y total, porque las sustancias que se producen en la reacción tienden a formar nuevamente las primitivas. Es lo que ocurre si la calcinación de la piedra caliza, en vez de hacerla en un crisol abierto, la disponemos en un recipiente de hierro, de paredes muy fuertes, y cerrada herméticamente con tapa a tornillo o en otra forma, para no dejar escapar nada del gas carbónico producido; cuando la calcinación se efectúe de este modo nunca conseguiremos, por mucho que se caliente, descomponer toda la caliza en cal viva y gas carbónico, porque al mismo tiempo que se efectuara esta descomposición, el gas carbónico se iría *combinando* con la cal viva, formándonos otra vez caliza, y, por lo tanto, en el recipiente habría siempre *caliza, cal viva y gas carbónico*, en proporciones diferentes, según la temperatura y la presión del gas dentro del recipiente. A esta clase de reacciones se las llama *reacciones limitadas o equilibrios químicos*, y en los líquidos de composición tan complicada como el vino y el mosto, tales reacciones son muy frecuentes.

Cuerpos simples y compuestos.—A las sustancias que han podido descomponerse en otras, las llamamos *cuerpos compuestos*, pero ya se comprende, que, siguiendo descomponiendo los cuerpos, llegaremos a otros que no sabremos descomponer; a los cuerpos que hasta ahora no se ha podido descomponer en otros dos o más, se les llama *cuerpos simples o elementos*. Es evidente, que todas las sustancias que existen estarán formadas por estos cuerpos simples y sus combinaciones, más o menos complicadas.

Los cuerpos simples hasta el día conocidos son en número de 83, aunque se sospeche la existencia de algunos más, aún no descubiertos. Cada uno de ellos tiene su individualidad propia, es decir, que *no pueden* transformarse unos en otros, como supusieron los antiguos *alquimistas*, que pretendían transformar el hierro, el plomo, etc., en oro. Para su estudio han sido objeto de muchas clasificaciones, y la más interesante no porque sea exacta ni precisa, sino por lo muy conocida y vulgarizada que está, es la que los divide en *metaloides* y *metales*. Entre los *metaloides* existen cuerpos sólidos, líquidos y ga-

seosos, muy abundantes en la Naturaleza; los que son sólidos no suelen tener brillo (aunque alguno, como el yodo, lo tiene bien marcado), y conducen mal la electricidad. Los *metales* son casi todos sólidos (el mercurio es líquido), *suelen* ser más pesados, de mayor densidad, que los metaloides; muchos metales poseen brillo particular, que por esto se llama *brillo metálico*, y conducen bien la electricidad, sobre todo algunos de ellos, como el cobre, el hierro, etc., y por eso se construyen de estos metales los alambres de los teléfonos, los cables de los tranvías, etc.

Al agricultor y al bodeguero le basta con conocer las propiedades de un número bastante reducido de cuerpos simples, que son los más abundantes en la naturaleza, y los que con más frecuencia entran a formar parte de las sustancias que han de manejar, el número de estos cuerpos es aún más reducido que el de los anotados en el cuadrito de la página 53.

Leyes de la combinación de los cuerpos.—El estudio y la experiencia, acumulados durante muchísimo tiempo, han dado lugar al conocimiento de hechos generales a todas las combinaciones, a los que se les ha dado el nombre de *leyes*, que han sido enunciadas por diversos químicos.

Primera ley.—Es la fundamental de la conservación de la materia. Aquí podemos enunciarla diciendo que *el peso de un cuerpo compuesto es exactamente igual a la suma de los pesos de los elementos que le forman.*

Ejemplo.—El azufre y el hierro se combinan por la acción del calor, formando el cuerpo, sulfuro ferroso; pues bien, 32,06 gramos de azufre y 55,84 de hierro darán exactamente $32,06 + 55,84 = 87,9$ gramos de sulfuro ferroso.

Segunda ley.—También la hemos enunciado ya al explicar las diferencias entre una mezcla y una combinación química, dice así: *Dos o más cuerpos simples que se combinan para formar un compuesto determinado, lo hacen siempre en las mismas proporciones.*

Ejemplo. Puede servirnos el mismo indicado al tratar de esta ley en la pág. 46.

Tercera ley.—*Dos o más cuerpos pueden combinarse, algunas veces, en varias proporciones diferentes, pero entonces forman cuerpos compuestos bien distintos.*

Ejemplo.—Si quemamos carbón (formado principalmente por el cuerpo simple llamado *carbón*) aireando mucho, como es el caso para un brasero bien encendido, se nos forma el cuerpo compuesto llamado *gas carbónico*, que está formado de carbono y oxígeno (este segundo cuerpo es gaseoso, y está contenido en el aire) en las proporciones de 12 gramos de carbono por 32 de oxígeno; este gas no es venenoso, aunque acumulado en gran cantidad no sirve para nuestra respiración (es el mismo gas que se produce en la fermentación de los mostos, que algunos llaman tufo de las bodegas), no puede arder y, por el contrario, apaga las llamas de las velas y demás cuerpos que arden, etc. Pero si el brasero está mal encendido, poco aireado, el carbón no se encuentra en contacto con bastante oxígeno y se forma un gas llamado *óxido de carbono* (vulgarmente, *tufo de los braseros*) constituido también por oxígeno y carbono, pero en pro-

porción diferente de la anterior, pues es la de 16 gramos de oxígeno por 12 de carbono. Este gas es *completamente diferente del gas carbónico*, puede arder con llama azulada, y es muy venenoso, siendo él la causa de numerosas desgracias, pues todo el mundo ha oído hablar de casos de muerte de personas que quedaron dormidas en una habitación cerrada, en donde había un brasero o estufa mal encendidos.

Se puede hacer notar, que cuando dos o más cuerpos se combinan en varias proporciones, para formar cuerpos distintos, los pesos que se unen, en las diferentes combinaciones, con un peso fijo de uno de ellos, guardan entre sí relaciones muy sencillas, del doble, triple, etcétera. Así, por ejemplo, el oxígeno y el carbono se combinan en dos proporciones distintas para darnos dos cuerpos también diferentes, el óxido de carbono y el gas carbónico; y los pesos de oxígeno que se unen a un mismo peso de carbono (12 gramos) son, respectivamente, 16 y 32 gramos, guardando entre sí una relación muy sencilla, del *simple al doble* en este caso.

Cuarta ley.—Cuando se combinan entre sí los cuerpos en estado gaseoso, los volúmenes que se combinan y el volumen del cuerpo gaseoso que resulte de la combinación, guardan entre sí relaciones muy sencillas.

Ejemplo. —El agua se descompone, por el paso de una corriente eléctrica, en sus dos componentes, que son los gases *oxígeno e hidrógeno*, y exactamente en la proporción de un volumen del primero por dos volúmenes del segundo, o sea en la proporción de un litro de gas oxígeno por cada dos litros de gas hidrógeno, y estos volúmenes vueltos a combinar (por la acción de la chispa eléctrica) nos darían agua, precisamente en la cantidad necesaria para dar dos litros de vapor de agua en las mismas condiciones de presión y temperatura a que estuvieran los gases oxígeno e hidrógeno. Más adelante, al tratar del agua, indicamos la manera de hacer la primera de las experiencias citadas.

CAPITULO VI

Nociones sobre la teoría atómica.—Símbolos.—Fórmulas.—Valencia.

Moléculas, átomos, teoría atómica.—Peso atómico.—Símbolos.—En todas las ciencias que se fundan en la experiencia, cuando se han observado muchos hechos, se idea una explicación que convenga a todos ellos; a esta explicación se la llama *teoría*, y no hay que creer que sea *absolutamente* verdadera en todos sus puntos, pues nuevos hechos observados podrían hacer modificar las razones y explicaciones primeramente ideadas. Pero a pesar de esta duda, las *teorías* son indispensables, pues sin ellas la Química y las demás ciencias a que nos referimos se reducirían a una relación de experimentos sueltos y sin ninguna relación entre sí; habría que conocerlos *todos*, y aún así no sabríamos en realidad más que muy poca cosa. Por el contrario, ideándoles una explicación general, *que sea fundada*, podemos suponer lo que pasará en casi todos los casos, relacionar unas experiencias con otras, y, en suma, conocer la ciencia que estudiamos.

Hoy día en Química, para explicar las leyes que acabamos de exponer en el epígrafe anterior, y todos los fenómenos químicos, se admite la explicación llamada *Teoría atómica*, completada por otras

teorías, de las que ya hemos indicado algunas en los párrafos en que hablamos de la *disolución y de los cuerpos coloides* (1).

Veamos en qué consiste la teoría atómica, para la que reclamamos toda la atención del lector.

Un cuerpo cualquiera le podemos dividir (con una lima, machacándole, cortándole con unas tijeras, etc., según los casos), en partes más pequeñas; éstas a su vez podríamos dividir las en partículas más pequeñas aun, pero siguiendo así, se concibe que llegará un momento en el que, aun suponiendo que dispusiéramos del medio más adecuado para dividir en partes pequeñísimas al cuerpo, no podríamos llegar a tales límites sin destruir la misma *sustancia* de que está formado el cuerpo que dividimos. Ya hemos dicho, página 16, que a estas partículas pequeñísimas, invisibles hasta con el microscopio más potente, se las llama *moléculas*. Podemos, pues, definir la *molécula*, diciendo que es la menor parte de una sustancia que puede existir en estado libre, *es decir, aisladamente*, o sea la *porción más pequeña* de un cuerpo, que puede existir al estado de libertad.

Pero si suponemos, *primero*, que la sustancia que hemos estado dividiendo es un *cuerpo compuesto* de otros *cuerpos simples*, es evidente que dentro de la molécula existirán estos *cuerpos simples componentes*, en la proporción en que entren a formar el cuerpo compuesto, luego *dentro de una molécula de un cuerpo compuesto hay siempre partes más pequeñas que ella*; estas partes, constituida cada una por un sólo cuerpo simple, se llaman *átomos*, y así vemos que *todo cuerpo compuesto* está formado por infinidad de *moléculas*, y éstas por dos o más *átomos*.

Los cuerpos simples están también formados por moléculas, pero podría creerse que estas moléculas están formadas por un sólo átomo, ya que el cuerpo es *simple*, es decir, no compuesto de otros, y, sin embargo, *no siempre* es así y hay algunos cuerpos simples cuyas moléculas contienen un sólo átomo, y otros, en las que están compuestas de dos o más.

Procuremos explicarnos por qué es necesario suponer esto.

Todos los cuerpos en estado gaseoso tienen muchas propiedades comunes, entre ellas la de ejercer, si están a idéntica temperatura, la misma presión sobre las paredes del recipiente que les contiene, pero recordemos que esta presión es debida a los choques de las moléculas del gas contra las paredes de la vasija o recipiente en que está encerrado, y se verá que es lógico suponer, puesto que distintos gases ejercen la misma presión, en idénticas condiciones de temperatura, que *volúmenes iguales de distintos cuerpos gaseosos, a la misma temperatura, contienen el mismo número de mo-*

(1) En un tomito de carácter práctico y elemental, no nos parece prudente indicarle a las modernas ideas sobre la teoría atómica y aún de ésta sólo consignamos lo más indispensable para entender la formulación. Recuérdese que la Química de esta obra tiende, principalmente, a dar al viteductor, bodeguero y comerciante en vinos, las nociones de ella que, para la mejor comprensión y buena aplicación de las enseñanzas de la Viticultura y Enología, les son convenientes.

lécúlas (Hipótesis de Avogadro y Ampère); supuesto esto, recordemos que hemos dicho que un volumen de oxígeno se combina con dos volúmenes de hidrógeno, para dar dos volúmenes de vapor de agua, es decir, que cada molécula de oxígeno se combina con dos moléculas de hidrógeno, para darnos *dos moléculas de vapor de agua*, y por lo tanto cada molécula de vapor de agua contiene una molécula de hidrógeno y *media molécula de oxígeno*, y si la molécula de oxígeno no tuviera más que un átomo, habría en la molécula de vapor de agua medio átomo de oxígeno, lo que es imposible y absurdo, porque el átomo se supone que no se puede dividir; luego la molécula de algunos cuerpos simples contiene más de un átomo; la del oxígeno contiene dos átomos.

Podremos definir *el átomo* diciendo que es la menor cantidad de un cuerpo que puede entrar en combinación, la porción más pequeña de él, que puede tomar parte en una reacción química.

Los átomos y las moléculas, por pequeñísimos que se les suponga (1), tienen un peso, y aunque es absolutamente imposible averiguarlo directamente, porque no habría instrumento capaz de separarlos, ni, aun separados, habría balanza suficientemente sensible para pesarlos, se han averiguado las relaciones que guardan entre sí los pesos de los átomos de los diferentes cuerpos simples; así, se ha visto, por métodos que no podemos detallar en esta obra, que el átomo de oxígeno pesa muy aproximadamente 16 veces más que el del hidrógeno, el del azufre 32 veces más que el del hidrógeno, etc.

Con estas relaciones de pesos, y *suponiendo* que pesa como uno el átomo de hidrógeno (exactamente como 1,008) se han formado tablas, que se llaman *tablas de pesos atómicos* o *tablas de pesos de combinación*, dándoseles también este último nombre, porque, como los átomos no pueden dividirse, se combinará un átomo de un cuerpo con uno, dos, tres, etc., de otro, y la relación del peso en que uno y otro cuerpo simple se combinan, será la de un peso atómico del primero con una, dos, tres, etc., veces el peso atómico del segundo. Más adelante aclararemos, con ejemplos, esto que decimos.

Ahora bien, para facilitar a los químicos el estudio, ha sido necesario designar los cuerpos simples por letras determinadas, con el fin de que en todos los idiomas estén igualmente representados y puedan entenderse los químicos de diferentes naciones, sin necesidad de aprender los numerosos nombres que cada cuerpo tenga en los diferentes idiomas, abreviándose con esto la expresión. A estas letras se les llama *símbolos* de los cuerpos, y cada símbolo representa *un átomo del cuerpo* de que se trata, indicando, por pequeños números, colocados al pie y a la derecha, el número de átomos que queremos representar, si son más de uno; por ejemplo, O representa un átomo de oxígeno, O₂ dos átomos del mismo cuerpo (una molécula), etc. A con-

(1) Para concebir de alguna manera la pequeñez de las moléculas, un sabio inglés, Thomson, ha propuesto la siguiente comparación. Si un trozo de una sustancia, del tamaño de un guisante, aumentara de tamaño hasta llegar a ser tan grande como la tierra, sus moléculas no llegarían a tener el tamaño de un perdigón de caza de los más finos.

tinuación damos un cuadrito con los símbolos, *estado natural* y peso atómico de los principales cuerpos simples, que más nos interesan para nuestro objeto, dividiéndolos, según es usual, en metaloides y metales. En todas las obras de Química, puede verse el completo de los pesos atómicos de los 83 cuerpos simples conocidos hasta el día, y no hay que decir que no hay porqué procurar retener en la memoria los pesos atómicos, pues se consultan en las tablas siempre que sea preciso hacer uso de ellos.

TABLA DE PESOS ATÓMICOS O PESOS DE COMBINACIÓN DE LOS PRINCIPALES CUERPOS SIMPLES, CON INDICACIÓN DE SU SÍMBOLO Y ESTADO NATURAL (EN LAS CONDICIONES ORDINARIAS)

PRINCIPALES METALOIDES	Símbolo	Peso atómico	Estado natural
Hidrógeno	H.	1,008	gaseoso
Fluor.	Fl (moderna- mente F)	19	íd.
Cloro.	Cl.	35,46	íd.
Bromo	Br.	79,92	líquido
Yodo.	I	126,92	sólido
Oxígeno	O	16	gaseoso
Azufre	S	32,06	sólido
Nitrógeno	N	14,01	gaseoso
Fósforo.	P (o Ph).	31,04	sólido
Arsénico	As.	74,96	íd.
Boro	B.	11	íd.
Silicio	Si.	28,30	íd.
Carbono	C	12	íd.
PRINCIPALES METALES			
Potasio.	K.	39,10	sólido
Sodio.	Na.	23	íd.
Bario.	Ba.	137,37	íd.
Calcio	Ca.	40,07	íd.
Magnesio.	Mg	24,32	íd.
Zinc	Zn	65,37	íd.
Mercurio	Hg	200,60	líquido
Aluminio.	Al.	27,10	sólido
Hierro	Fe.	55,84	íd.
Níquel	Ni.	58,68	íd.
Manganeso	Mn	54,93	íd.
Estañó	Sn.	118,70	íd.
Plomo	Pb.	207,20	íd.
Plata.	Ag.	107,88	íd.
Cobre	Cu.	63,57	íd.
Oro	Au.	197,20	íd.
Platino.	Pt.	195,20	íd.

De alguno de estos cuerpos simples no nos ocuparemos en lo sucesivo, pues no nos

precisa conocer más que un número aún más reducido de ellos, pero conviene tener anotado siquiera sus nombres, estado natural y pesos atómicos, pues casi todos forman compuestos que, por algún concepto, pueden interesar al agricultor y al bodeguero.

Fórmulas.—Igualdades químicas.— Conocidos los símbolos de los cuerpos, y admitido que en la *escritura química* cada uno representa un átomo, se comprende que podremos escribir de una manera abreviada y completa la composición de una molécula de un cuerpo simple o compuesto, indicando en el primer caso (cuerpo simple) por un numerito colocado debajo y a la derecha del símbolo, el número de átomos que componen sus moléculas, y en el segundo caso (cuerpo compuesto), reuniendo los símbolos de los cuerpos simples que le forman, con indicación, mediante numeritos colocados de análoga manera, del número de átomos que de cada cuerpo simple existen en la molécula del cuerpo compuesto. Por ejemplo, la molécula de oxígeno estará expresada por O_2 , la del hidrógeno por H_2 , la del mercurio por Hg , pues está demostrado que la molécula de este cuerpo sólo tiene un átomo, etc., entre los cuerpos compuestos, el sulfuro ferroso, que en una experiencia anterior hemos producido, tendrá por fórmula $S Fe$, porque está compuesto de un átomo de azufre y otro de hierro; la fórmula del agua será H_2O , porque su molécula contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno; el gas carbónico tiene por fórmula CO_2 ; el óxido de carbono CO , y análogamente para cuerpos de composición más complicada, de los que hemos de ver numerosos ejemplos.

Fijada por los químicos, mediante el análisis y otras consideraciones que no nos precisa detallar aquí, la fórmula de una sustancia, se conoce la composición de ésta de una manera perfecta, porque la fórmula no sólo nos dice los cuerpos simples de que está formada, sino su *proporción en peso*, ya que sabemos el número de átomos que de cada cuerpo entran, y, por la tabla anterior, conocemos su peso relativo.

Aclaremos esto con algunos ejemplos: la fórmula del sulfuro ferroso es SFe , lo que nos dice que hay un átomo de azufre, cuyo peso de combinación es 32,06, por cada átomo de hierro, cuyo peso de combinación es 55,84; luego el sulfuro ferroso está compuesto de azufre y hierro en la proporción de 32,06 *partes en peso* (gramos, por ejemplo) del primero, por 55,84 del segundo. La fórmula del agua es H_2O ; contiene, pues, dos átomos de hidrógeno, que tiene de peso atómico 1,008, y un átomo de oxígeno, de peso atómico 16; luego para formar agua se combinarán $2 \times 1,008 = 2,016$ partes en peso de hidrógeno, por cada 16 de oxígeno, o sea, en números redondos, *cada gramo de hidrógeno con 8 de oxígeno*, formándose, naturalmente, 9 gramos de agua. El gas carbónico de fórmula CO_2 estará, asimismo, formado en la proporción de 12 gramos de carbono por cada 32 de oxígeno, etc., etc.

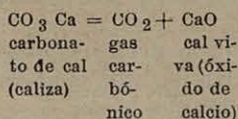
Se llama *peso molecular* de un cuerpo, la suma de los pesos de combinación de los átomos que le forman. Así, el peso molecular del sulfuro ferroso, será $32,06 + 55,84 = 87,9$; el del agua, 18,016, etc.

Mediante esta escritura, concisa, exacta y clara en cuanto se ad-

quiere algo de práctica, se representan todos los fenómenos químicos según igualdades, en las que primero se escriben, separados por el signo +, los cuerpos que se hacen actuar en la *reacción*, y después, separados de los primeros por el signo =, que significa *igual*, los cuerpos que de la reacción resultan.

Así, por ejemplo, la igualdad, $S_2 + 2Fe = 2SFe$, y aún más sencillamente $S + Fe = SFe$, nos dice que el azufre se une con el hierro y nos da sulfuro ferroso.

$C + O_2 = CO_2$ nos expresa que el carbono y el oxígeno nos dan gas carbónico; $2H_2 + O_2 = 2H_2O$, que dos moléculas de hidrógeno y una de oxígeno, al combinarse, dan dos moléculas de agua etc., y análogamente en las descomposiciones químicas, por ejemplo:



y en reacciones más complicadas, de las que veremos en el curso de esta obrita muchos ejemplos.

No hay que decir que estas fórmulas expresan, no sólo las reacciones químicas, sino las proporciones, *en peso*, en que entran los diversos cuerpos que en ella intervienen.

Por ejemplo, la última de las fórmulas citadas nos dice que una molécula de carbonato de cal (caliza), puede darnos (por calcinación) una molécula de gas carbónico y una molécula de óxido de calcio (cal viva). Pero el peso molecular del carbonato de cal es:

1 peso atómico de carbono.....	12
3 íd. íd. de oxígeno, 3 por 16.....	48
1 íd. íd. de calcio.....	40,07

Peso molecular del carbonato de cal..... 100,07

el peso molecular del gas carbónico es:

1 peso atómico de carbono.....	12
2 íd. íd. de oxígeno.....	32

Peso molecular del gas carbónico..... 44

y finalmente, el de la cal viva es:

1 peso atómico de calcio.....	40,07
1 íd. íd. de oxígeno.....	16

Peso molecular de la cal viva..... 56,07

Luego la fórmula nos indica que cada 100,07 gramos de carbonato cálcico (caliza) nos darán, al descomponerse por el calor, 44 gramos de gas carbónico y 56,07 gramos de cal viva.

Hay que advertir que, además, *cuando los cuerpos que reaccionan están en el estado gaseoso*, las igualdades químicas, escritas como se acaba de indicar, nos dan también la relación de los volúmenes en que entra cada gas en la reacción, porque ya hemos dicho que en volúmenes iguales de gases entran el mismo número de moléculas; luego cada molécula representará, en la fórmula, *un volumen*. Así, por ejemplo, la fórmula $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ nos indica, además de las relaciones de pesos explicadas, que dos moléculas, es decir, *dos volúmenes de hidrógeno* se combinan con una molécula; esto es, *un volumen*

de *oxígeno*, y nos dan dos moléculas, es decir, *dos volúmenes de vapor de agua*.

Valencia.—Estudiando las fórmulas de varios cuerpos, compuestos de hidrógeno y otro cuerpo simple, se advierte que ciertos cuerpos simples, se unen con un sólo átomo de hidrógeno, para formar el compuesto, otros necesitan dos átomos de hidrógeno, otros tres, cuatro, y otros, finalmente, cinco. Por ejemplo. *Un átomo de cloro se une a un sólo átomo de hidrógeno* para formar el cuerpo que estudiaremos con el nombre de *ácido clorhídrico* (ClH).

Un átomo de oxígeno necesita dos átomos de hidrógeno, para formar *agua* (H₂O).

Un átomo de nitrógeno necesita tres átomos de hidrógeno, para formar el cuerpo que estudiaremos con el nombre de *amoníaco* (NH₃.)

Un átomo de carbono necesita cuatro átomos de hidrógeno, para formar el cuerpo que estudiaremos con el nombre de *gas de los pantanos* o *metano* (CH₄).

Aunque la comparación sea vulgar y nada científica, ocurre como si el átomo de ciertos cuerpos, por ejemplo, el cloro y análogos, tuviera un sólo gancho para enlazar con otro cuerpo, el hidrógeno, provisto también de un sólo gancho; el átomo de oxígeno tendría dos ganchos, el del nitrógeno tres, y el de carbono, cuatro. Y es claro, que al enlazarse estos átomos, no sólo con el hidrógeno sino entre sí, necesitarán enlazar todos *sus ganchos*, y así un átomo de carbono necesitará enlazarse con dos de oxígeno (CO₂, gas carbónico), o con cuatro de cloro (CCl₄, tetracloruro de carbono), etc.

Esta propiedad, especial a los átomos de cada cuerpo simple, se llama su *valencia*, y así hay cuerpos *monovalentes*, como el hidrógeno, cloro, fluor, bromo, yodo; *bivalentes*, como el oxígeno y el azufre; *trivalentes*, como el nitrógeno; *tetravalentes*, como el carbono y el silicio, y aun algunos como el fósforo, que unas veces aparece en las fórmulas como *trivalente*, y otras como si tuviera *cinco valencias* (cinco ganchos de nuestra anterior comparación); los químicos representan esta propiedad del átomo de cada sustancia, mediante rayitas en cualquier dirección, pero en número igual al de su valencia y que deben estar compensadas por otra u otras en el mismo número, de los átomos de los cuerpos que con él se combinan; así el cloro (monovalente) se representa por Cl—

El oxígeno (bivalente) se representa por —O—.

El nitrógeno (trivalente) id. id. N≡.

El carbono (tetravalente) id. id. —C—.

Esto permite dar a las fórmulas más exactitud, porque ya no sólo se dice que hay tales y tales átomos combinados, sino hasta de qué manera se les supone unidos. Por ejemplo, el agua (H₂O) se escribiría $O < \begin{smallmatrix} H \\ H \end{smallmatrix}$, el gas carbónico $O = C = O$, etc.; estas

fórmulas así expresadas, se aman fórmulas de estructura, porque indican cómo está constituida la molécula del cuerpo, y son interesantísimas para los químicos, pues les permite prever en qué forma se unirá un átomo de un cuerpo simple conocido, o una parte de una molécula, en una reacción; pero a nosotros nos basta con la noción expuesta, y aún debemos advertir que el uso de fórmulas, aunque utilísimo, no es absolutamente indispensable al industrial y al práctico. Las anotamos y explicamos, sin embargo, y seguiremos poniendo ejemplos de ellas, para que el lector pueda comprender, si desea ampliar sus estudios, obras más extensas de Química.

Para no acumular conocimientos teóricos y nombres de cuerpos, antes de conocer sus propiedades, dejamos la indicación de la nomenclatura o lenguaje químico, es decir, la manera como debemos llamar a los diferentes cuerpos compuestos, para cuando vayamos estudiando sus propiedades, empezando ya la descripción de las propiedades de los cuerpos simples que más nos interesa conocer.

Propiedades de los principales cuerpos simples y compuestos que pueden interesar al bodeguero y al agricultor.

CAPITULO VII

Oxígeno—Nitrógeno—Aire—Ozono.

Oxígeno — O_2 — Bivalente.—Tomemos un plato sopero, con agua, y pongamos, nadando en ella, una capsulita con alcohol (o simplemente un cucurucho de papel que sobresalga del agua), prendámosle fuego y tapemos en seguida con un vaso grande de cristal, una copa de las de beber agua, por ejemplo (figura 17). A los pocos instantes la llama se apaga, y el agua sube dentro del vaso, que al principio estaba, naturalmente, lleno de aire.



Fig. 17.

Por lo tanto, el aire contiene una sustancia que sirve para entretenir la combustión, y agotada ésta, queda aun otro u otros gases en los que se apagan las llamas y no arden las sustancias combustibles. Además, las sustancias que pueden quemarse, se *combinan* con la primera sustancia citada, ocupando los gases que quedan, un volumen menor, ya que algo desaparece del aire, puesto que entra agua en el vaso: esta sustancia que se combina con los cuerpos, en su combustión, es el cuerpo simple llamado *oxígeno*, y lo que ocurre en la experiencia, es que el alcohol ardiendo se combina con el *oxígeno que el aire contiene*, quedando en el vaso otros gases, entre ellos el *nitrógeno*, del que pronto hablaremos, y los gases producto de la combustión del alcohol (de su combinación con el *oxígeno*), que son el *gas carbónico* y el *vapor de agua*. De esta experiencia tan sencilla sacamos también otra consecuencia importantísima: cuando decimos que *arde*, o que se *quema*, una sustancia en el aire, *lo que ocurre es que se combina con el oxígeno que el aire contiene*, y como esta reacción química, como otras muchas, desprende calor, este calor es el que notamos cuando arde el alcohol, el carbón u otro cualquier cuerpo combustible (combinable con el oxígeno).

La sencillísima experiencia que acabamos de hacer, no es muy exacta y precisa, porque los gases que quedan dentro del vaso, des-

pues de la experiencia, no son solo los del aire, después de eliminado el oxígeno, sino también *los producidos por la combustión del alcohol*; pero si en vez de hacer arder el alcohol, pusiéramos en la capsulita un trozo de *fósforo* blanco, cuerpo simple (1) que tiene la propiedad de que al combinarse con el oxígeno (al quemarse lenta o rápidamente), no da cuerpos gaseosos, sino un cuerpo sólido, blanco, que se llama anhídrido fosfórico, y en vez del vaso o copa pusiéramos una probeta, podríamos repetir la experiencia en condiciones de mayor exactitud y rigor.

Preparación y propiedades del oxígeno.—El oxígeno que en el aire existe, acabamos de ver que está mezclado con otros gases; para obtener oxígeno puro, y estudiar sus propiedades, podemos extraerlo de muchas sustancias que lo contengan en gran proporción.

En un tubo de ensayo, ponemos un poco de la sal llamada *clorato potásico* (que encontraremos en todas las droguerías), la mezclamos con un poco del polvo negro llamado jabón de vidrieros (bióxido de manganeso), o aun mejor, con un poco de *vidrio machacado y hecho polvo en el mortero* y tapamos el tubo con un tapón agujereado y atravesado por un tubo de vidrio doblado, que enchufe con un tubo de goma que desemboca debajo de un frasco o probeta, completamente lleno de agua, y vuelto boca abajo sobre un vaso ancho o cacerola, también con agua, según indica la figura 18. (Recuérdese lo dicho acerca de la manera de recoger gases en la página 19).

Se calienta el tubo T con una lamparilla de alcohol, primero se funde el clorato potásico y enseguida se ven producirse burbujas de gas, que, pasando por los tubos de vidrio y de goma, van a

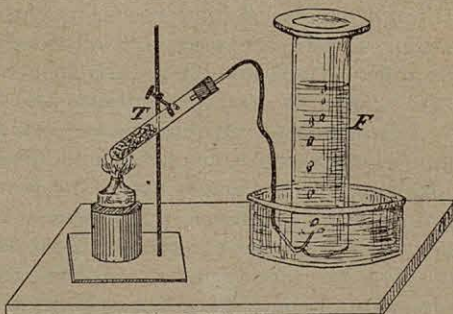


Fig. 18.

llenar la probeta o frasco F. Este gas es *oxígeno puro*, y en el tubo queda una nueva sustancia que procede del clorato potásico, al privarle de oxígeno, y que se llama cloruro potásico (2), además del

(1) El fósforo se inflama espontáneamente en el aire, por eso se conserva y maneja debajo del agua. No debe cogerse nunca el fósforo con los dedos, sino con pinzas, o entre papeles de filtro.

(2) La reacción que acabamos de explicar, podría escribirse valiéndose de las fórmulas $2\text{ClO}_3\text{K} = 2\text{ClK} + 3\text{O}_2$ Y haciendo uso de la tabla de pesos de combinación, podría verse fácilmente que 245,12 gramos de clorato potásico producen 96 gramos de oxígeno.

Clorato	Cloru-	Oxi-	
potásico.	ro potá-	geno.	
	sico.		

bióxido de manganeso o el polvo de vidrio, que no se han alterado aparentemente durante la operación (1).

Más fácilmente, aunque de modo más lento, pueden producirse cantidades de óxígeno usando productos bien conocidos del bodeguero y del viticultor. Un frasco o matraz muy grande, o una botella ordinaria, se llenan, hasta algo más de su mitad, con agua; se añade cierta cantidad de los polvos blancos bien conocidos por los nombres de *cloruro de cal*, *cloruro decolorante* o *polvos de gas* (hipoclorito de calcio) y algunos cristales de *sulfato de cobre*; se tapa el matraz o botella con un tapón agujereado y atravesado por un tubo de vidrio, que enchufa con otro de goma, el cual, a su vez, desemboca debajo de un frasco o probeta grande, llena de agua y colocada sobre un baño, es decir, en idéntica disposición que la explicada anteriormente. En este estado la experiencia, se desprende lentamente oxígeno puro, y aún podemos acelerar su producción calentando algo el matraz o botella.

Tomamos esta experiencia de la obra, ya citada, *Prácticas de Química*, del P. E. Vitoria.

Hay que advertir, que no debe recogerse, en el frasco o probeta, el oxígeno que sale al principio por el tubo de goma, pues va mezclado con el aire que el matraz contenía. Cuando los frascos están llenos del gas oxígeno, pueden taparse, debajo del agua, con un tapón de caucho, y separarlos, guardando así el gas para examinar sus propiedades.

El oxígeno es un cuerpo gaseoso, incoloro, inodoro e insípido, un poco más denso que el aire. Se disuelve algo en el agua, y su principal propiedad es combinarse con muchas sustancias, con desarrollo de calor, a veces muy grande, y entonces decimos que estas sustancias *arden* o *se queman* (2); a veces, la combinación de las sustancias con el *oxígeno del aire*, es muy lenta y *no notamos, sin medios especiales, el desarrollo de calor*, no porque falte éste, sino porque se produce muy lentamente; así ocurre con el hierro, que, en el aire, *se oxida*, cubriéndose de *herrumbre u óxido*, sin que notemos calor alguno. Naturalmente, en el oxígeno puro todas estas acciones son más energéticas que en el aire, en el cual el oxígeno está mezclado con el nitrógeno y otros gases; podemos comprobarlo con algunas experiencias. Si acercamos a la boca de un frasco lleno de oxígeno, o simplemente a la salida del tubo del aparato en donde se produce, una cerilla, con sólo un punto incandescente en su cabeza, o una astilla que sólo con-

(1) Las sustancias que, como el polvo de vidrio o el jabón de vidrieros en la experiencia que detallamos, no intervienen en apariencia en una reacción, pero la favorecen y hacen más rápida, se llaman *catalizadores*; en algunas ocasiones, ciertas sustancias, sin tampoco alterarse, retrasan o hacen más lentas las reacciones; estas sustancias se llaman *catalizadores negativos*. El estudio de la *Catalisis* es un capítulo muy importante de la Química, cuando se estudia extensamente.

(2) En Química la palabra *arder* tiene un sentido más amplio y se aplica a toda reacción en que una sustancia sólida, líquida o gaseosa, se combina con un gas, produciendo calor y luz; pero como en los casos de la práctica los cuerpos arden *en el aire*, consideramos en esta obra las palabras, *arder* y *combustión*, en un sentido más restringido, refiriéndolas, como es usual, a las combinaciones energéticas de los cuerpos con el oxígeno, desarrollando calor y luz, o calor solamente, en algunas combustiones lentas.

serve un punto encendido, se verán arder con llama muy viva y brillante. Un poco de azufre, encendido en un quemador de dedal de los usados en las bodegas, y metido dentro de un frasco lleno de oxígeno puro, arde con llama brillante, mucho más viva y luminosa que en el aire, desprendiendo, lo mismo que en el aire, el olor a pajueta, a *gas sulfuroso*, bien conocido de todo bodeguero. Y nos basta esto para saber que el *gas sulfuroso es una combinación del azufre con el oxígeno*.

Todos los seres vivos necesitan oxígeno para su respiración. El hombre y todos los animales que viven en el aire, lo toman de él; los peces y animales acuáticos, absorben el oxígeno del aire disuelto en el agua (por eso hace falta airear o cambiar el agua de las peceras), y de una manera u otra, el *oxígeno se combina* con las sustancias formadas en el cuerpo del animal, a expensas de los alimentos, es decir, *las quema* lentamente, produciendo calor, del que se aprovechan para su vida, y formándose, exactamente igual que cuando se quema alcohol, carbón, etc., el gas carbónico (el mismo *tufo de las bodegas*), que es expulsado fuera del cuerpo del animal, con el aliento, en el hombre y en los animales superiores que viven en el aire. Se ha calculado que un hombre *quema*, con su respiración, sustancias que lleva su sangre a los pulmones, equivalentes, por este concepto, a 12 gramos de carbón por hora.

Las plantas todas, como los animales, respiran, absorben oxígeno, que se combina con muchas sustancias que la savia lleva a las hojas, es decir, que el oxígeno *quema* a estas sustancias lentamente, desdesprendiéndose también el gas carbónico; ahora bien, en las plantas verdes, hay, al mismo tiempo, otra función contraria, que ya estudiaremos con algún detalle más adelante; las partes verdes de estas plantas, bajo la acción de la luz, absorben el gas carbónico y le descomponen, desprendiendo *oxígeno* y quedándose con el carbono, para su alimento. (Ver Capítulo XXXVI).

Hasta los seres vivos más pequeños y de organización más sencilla, como los microbios, necesitan el oxígeno para su vida; unos lo pueden tomar del aire, y se llaman *aerobios*; otros toman el oxígeno de otras sustancias que lo contienen, y se llaman *anaerobios*; muchos, y entre ellos las levaduras que producen la fermentación de los mostos, pueden tomar el oxígeno del aire y de otras sustancias, siendo muy distintas sus condiciones de vida y su manera de actuar en uno u otro caso, y ya veremos en Enología la importancia práctica de esta cuestión.

El oxígeno puro, se emplea en medicina para facilitar la respiración de algunos enfermos graves, y en la industria para producir llamas muy vivas y que den gran calor (soldaduras autógenas); para este último uso se vende comprimido en tubos de hierro.

Nitrógeno—N₂—Trivalente.—Acabamos de decir, que quemando

fósforo debajo de una probeta llena de aire, metida por su boca en un plato o depósito con agua, es decir, combinando el oxígeno del aire con el fósforo, quedaban en la probeta los restantes gases que el aire contiene, de los que la mayor parte está constituida por el gas llamado *nitrógeno*, mezclado con pequeñas cantidades de gas carbónico, vapor de agua y pequeñísimas proporciones de otros cuerpos gaseosos. Para separar el gas carbónico que los gases, así preparados, llevan en mezcla con el nitrógeno, basta disolver en el agua del plato o depósito, sobre el que está el frasco en donde se recogen los gases, suficiente cantidad de *potasa cáustica*, hasta que una tira de *papel tornasol rojo*, tome color *azul* al mojarlo en el agua del plato o depósito; al cabo de algún tiempo, el gas carbónico se ha combinado con la potasa, y el gas que queda en el frasco o probeta invertida, es nitrógeno, mezclado solamente con una pequeña cantidad de vapor de agua y pequeñísimas porciones de los otros gases que el aire contiene. No es, pues, nitrógeno químicamente puro, pero, para nuestro objeto, en él podemos estudiar sus propiedades.

El nitrógeno es un gas sin color ni olor, muy poco soluble en el agua, no arde ni sirve para alimentar una combustión; es decir, que apaga las llamas. En este estado libre, es muy inactivo, y difícilmente se combina con muy pocos cuerpos. No sirve para la respiración, y en el aire modera la acción del oxígeno.

Todos los seres vivos, plantas y animales, contienen en su cuerpo numerosos *compuestos nitrogenados* de muy diversa índole, algunos de composición muy compleja, y aún no bien conocida, como la de las sustancias llamadas *albuminoideas*, que son fundamentales y necesarias en todos los organismos vivos. Por esta razón, se comprende que el nitrógeno ha de ser necesario en su alimentación, y, como la mayor parte de los seres vivos no pueden tomarlo directamente del aire, necesitarán alimentarse con sustancias que lo contengan: así, para la nutrición de los vegetales, el nitrato potásico, el sulfato amónico, los estiércoles, guanos, etc., son abonos nitrogenados, es decir, que contienen nitrógeno *combinado*; para la alimentación de los animales superiores, y del hombre, los granos de habas, guisantes..., la carne, la albúmina de huevo, son alimentos muy nitrogenados. Las levaduras, que producen la fermentación, precisan de pequeñas cantidades de *sustancias nitrogenadas* que el mosto contiene normalmente, sin que casi nunca tengamos que preocuparnos, en la práctica, de aumentar su cantidad.

Dada la importancia que el nitrógeno tiene en la alimentación vegetal, insistiremos más adelante en este punto. (Ver Capítulos XXXVI y XXXVII).

El aire atmosférico.—El aire, que forma la atmósfera (en la cual vivimos sumergidos), es una *mezcla* de oxígeno, nitrógeno, gas carbónico, vapor de agua y otros gases en cantidades pequeñísimas; a ellos

pueden agregarse, accidentalmente, pequeñas cantidades de otros cuerpos gaseosos, producidos, por ejemplo, en las combustiones y putrefacciones de diversas materias, y partículas de muy diferente naturaleza, las cuales forman el polvo que está suspendido en el aire, en proporciones muy variables, según los lugares y ocasiones.

El aire es una mezcla y no una combinación, porque el oxígeno, el nitrógeno y los demás gases que la forman, conservan todas sus propiedades, y, así, hemos visto que en el aire arden o se queman las sustancias combustibles (es decir, que se combinan con el oxígeno), lo mismo que en el oxígeno puro, aunque menos rápida y energicamente, por venir moderada su acción por la gran proporción de nitrógeno que el aire contiene y que ya sabemos es impropio para la combustión; el gas carbónico, el vapor de agua, etc., conservan sus propiedades, y, por ejemplo, si hacemos una lechada de cal muy clara y la filtramos por papel de filtro, recogiendo el líquido claro (llamado agua de cal), este líquido se enturbia en el aire, al cabo de poco tiempo, propiedad que veremos es debida al gas carbónico, que se combina con la cal, formando carbonato cálcico (caliza), cuerpo insoluble en el agua.

Además, las proporciones en que entran todos estos gases para formar el aire, no son las mismas en todos los lugares, y así, en sitios altos y ventilados, la proporción de gas carbónico es pequeñísima.

Por último, ya hemos visto que fácilmente separamos unos gases de otros, luego el aire reúne todos los caracteres que señalábamos para las mezclas.

Por término medio, 100 litros de aire contienen:

De oxígeno.....	de 20 a 21 litros.
De nitrógeno.....	de 78 a 79 »
De gas carbónico.....	0,03 »
Otros gases (argón, neón, criptón, xenón) llamados gases raros o nobles.....	Cantidades pequeñísimas.
Cantidades muy variables de vapor de agua, y accidentalmente otros gases.	
Partículas de toda clase, que forman el polvo atmosférico:	

Todo el mundo sabe que el aire es incoloro, en pequeño espesor; azul, visto en gran masa; inodoro e insípido.

El aire, como todos los cuerpos gaseosos, tiene su peso, y este peso es el que produce la presión atmosférica, la cual puede hacerse patente por muchas experiencias sencillísimas.

Llenemos, por ejemplo, con agua, un tubo de ensayo, hasta que rebose y forme menisco por encima del tubo, se tapa éste con un cuadradito de papel fuerte, de manera que no queden burbujas de aire, interpuestas entre el papel y el agua, lo que es fácil de conseguir si el papel se coloca deslizándolo sobre la boca del tubo; si entonces colocamos la palma de la mano sobre el papel e invertimos el tubo, aunque separemos des-

pués la mano, el agua no se verterá, aunque el tubo esté boca abajo, porque la presión atmosférica mantiene al papel aplicado contra la boca del tubo (1).

La presión atmosférica no es siempre la misma; no solo varía, como es lógico, con la altura del lugar, ya que en puntos más elevados hay menor capa de aire sobre ellos, y, por lo tanto, su *peso* será menor, sino que en un lugar determinado cambia casi constantemente; y se comprende tenga que ser así, porque la atmósfera no está en reposo, ni las condiciones del aire son las mismas siempre.

Para medir la presión atmosférica, se emplea el aparato llamado *barómetro*, que en esencia no es más que un tubo de vidrio muy largo, cerrado por un extremo y lleno del metal líquido llamado *mercurio*; este tubo se invierte sin verter nada de líquido, manteniéndolo verticalmente sobre una cubeta que contiene también mercurio (figura 19).

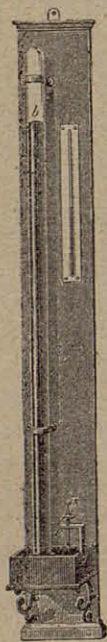


Fig. 19.

La presión atmosférica, es decir, el peso del aire que gravita sobre la cubeta, hace que el mercurio contenido en el tubo *b* no salga totalmente de él, manteniéndose su nivel a una altura tal, que el peso del mercurio contenido en el tubo, por encima del nivel de la cubeta, sea igual a la presión atmosférica ejercida sobre una superficie igual a la sección interior de dicho tubo. Por lo tanto, la mayor o menor altura de la columna de mercurio, medirá la mayor o menor presión atmosférica. La presión atmosférica media, *normal*, en un lugar situado al nivel del mar, es la correspondiente a una altura de mercurio de 760 milímetros en el tubo barométrico, lo que equivale a la presión de un kilo y 33 gramos por cada centímetro cuadrado.

Para las aplicaciones prácticas del barómetro (medición de alturas, previsión del tiempo, etc.), se usan mucho los modelos llamados *metálicos* o *aneroides*, que consisten, esencialmente, en una caja de metal, interiormente vacía de aire, y de paredes muy delgadas; esta caja, *se aplasta* más o menos según la diferente presión atmosférica, y los movimientos de las paredes de la caja, son transmitidos, por un sistema de ruedas y palancas, a una aguja, que marca, sobre un cuadrante dividido, la presión atmosférica (en milímetros de altura de la columna de mercurio, como en los tipos clásicos de barómetros). A veces, este cuadrante lleva escritas las indicaciones del tiempo probable, según la presión barométrica: tempestad, variable, buen tiempo, etc. (ver

(1) Aunque la presión atmosférica se ejerce, naturalmente, de arriba abajo, se transmite igualmente en todos los sentidos, como ocurre con todas las presiones que se efectúan en los cuerpos líquidos y gaseosos.

figura 20); pero estas indicaciones merecen poco crédito, ya que no es tan sencilla la previsión del tiempo; por supuesto, son totalmente inexactas, si el barómetro se usa en lugar más o menos elevado que aquél para el cual fueron escritas las citadas indicaciones.

El peso de un litro de aire, en las condiciones llamadas normales (0° de temperatura y 760 milímetros de presión), es, 1 gramo 293 miligramos.

El oxígeno que el aire contiene, sirve para entretener todas las

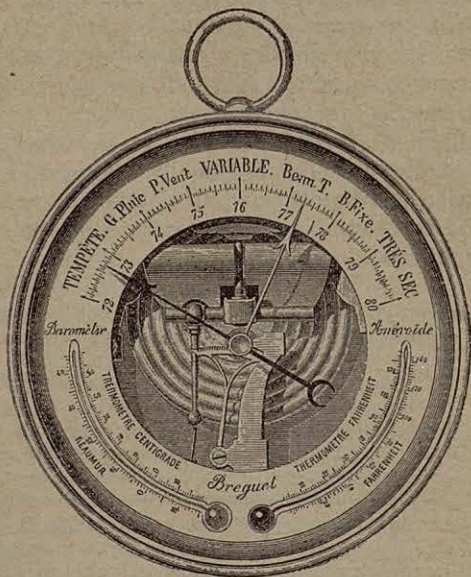


Fig. 20.

combustiones, lentas y rápidas, que se verifican en su contacto, y ya hemos dicho que este oxígeno es necesario para la respiración de los seres vivos, plantas y animales; el gas carbónico del aire, es producto de las respiraciones y de muchas combustiones, y por eso, cuando se aglomeran muchas personas, la atmósfera se carga de este gas, en sitios cerrados, y el aire se hace, allí, poco propio para la respiración, habiendo necesidad de *ventilar* el local. Se comprende que debe haber muchas causas de desaparición del gas carbónico del aire, pues si no fuera así, acabaría por cargarse en extremo de este gas; y en efecto, así, es, pues el gas carbónico del aire se disuelve en el agua de lluvia, en la de los ríos y el mar, y entra en combinación con muchas otras sustancias. Las plantas verdes, ya hemos dicho lo absorben, para asimilar el *carbono* que este gas contiene, devol-

viendo a la atmósfera el oxígeno, y de estos modos, la proporción de gas carbónico se mantiene, constantemente, en la atmósfera en proporciones normales.

Al verificarse una combustión en el aire (o en el oxígeno), unas veces se produce *llama*, y entonces decimos que el cuerpo *arde*; por ejemplo: el alcohol, una bujía, etc., al quemarse producen *llama*. Otras veces, los cuerpos *se queman* sin llama, no arden; por ejemplo: un trozo de carbón de cok, llega a ponerse incandescente, hecho un ascuá, pero, en las condiciones ordinarias, no da *llama*. La llama se produce cuando se queman (se combinan con el oxígeno) cuerpos gaseosos que pueden provenir de la misma combustión. Si la sustancia que quemamos no está en estado de gas, *ni produce gases combustibles*, entonces *no se produce llama*. Así, el carbón de cok, que, al quemarse con bastante aireación, da sólo *gas carbónico*, no arde; el *gas* del alumbrado produce llama, y también la producen el alcohol (ardiendo el *vapor* de alcohol), una bujía, en la que arden los gases que resultan de descomponerse la esperma o la cera por el calor mismo de la combustión, etc., etc.

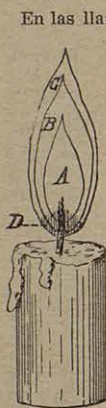


Fig. 21:

En las llamas de una bujía y en la de un mechero de alcohol o de gas, pueden observarse tres zonas diferentes (figura 21): en el interior de la llama (al lado del pábilo en una bujía) vemos una parte *A* oscura, poco brillante y poco luminosa, que está constituida por las sustancias gaseosas que han de arder; en esta primera zona, estos gases *aún no arden*, aunque están *calientes*; inmediatamente a esta zona, existe otra *B* muy brillante y luminosa, generalmente amarillenta, en la que estos gases arden, pero con poco oxígeno, por lo que existen en ella muchas partículas de carbón incandescente; rodeando esta región de la llama, hay una tercera capa exterior *C*, que da poca luz, pero que *es la que tiene mayor temperatura*, en donde los gases se queman por completo, en contacto con *mucho aire*. Algunas veces, en la llama, se nota, en su parte baja y hacia el exterior, un casquete azulado *D*, que se atribuye a la combustión de uno de los gases producidos, al óxido de carbono. Estas tres zonas o regiones de una llama, son, pues, bien distintas, no sólo en temperatura, sino en sus acciones químicas sobre los cuerpos que se meten en la llama; la zona interior no contiene oxígeno, sino sustancias gaseosas, ávidas de este cuerpo; la zona más luminosa, es rica en carbón incandescente y la zona exterior es la que contiene más oxígeno, siendo también la más caliente.

En cuanto al nitrógeno del aire, antes se creía que sólo ejercía un poder moderador de las acciones del oxígeno en respiraciones y combustiones, pero hoy se sabe que algunos seres microscópicos lo absorben *directamente* y lo incorporan a las tierras y a las plantas, en forma de combinaciones que sirven para su alimento. Entre estos microbios (que estudiaremos con algún detalle al hablar en el Capítulo XXXVI de la Química de la tierra y de la composición química y nutrición de las plantas), se cuentan los que viven sobre las raíces de las plantas llamadas *leguminosas*, como las habas, guisantes, alfalfa,

etcétera, produciendo, en ellas, unos granitos (nodosidades), que son hinchazones de los tejidos de dichas raíces, en los que viven colonias de los citados microbios, cuya misión es absorber el nitrógeno del aire que circula por los intersticios de las tierras, fijándolo, es decir, *combinándolo*, y haciéndole entrar en la alimentación de esta clase de plantas, que se llaman, por esta razón, *mejorantes*, porque enriquecen al suelo a expensas del nitrógeno del aire. Otros microbios que normalmente existen en las tierras, toman el nitrógeno del aire, y le *combinan*, produciendo cuerpos compuestos *nitrogenados*, que ya pueden entrar como alimento en todas las plantas; éstas, a su vez, son consumidas por los animales, y les proporcionan, entre otros alimentos, el nitrógeno que necesitan para su nutrición. Por último, los animales eliminan (es decir, expulsan fuera de su cuerpo) sustancias compuestas de *nitrógeno*, y estas secreciones y su mismo cuerpo, después de su muerte, son, a su vez, invadidas por numerosas especies de microbios que transforman las sustancias nitrogenadas que los constituyen, en otras de composición más sencilla y que pueden servir de alimento a las plantas, completándose así lo que se ha llamado *ciclo o circulación del nitrógeno en la Naturaleza*.

Al tratar del agua, daremos detalles de la manera de estar el vapor de agua en la atmósfera y de los meteoros acuosos (lluvia, nieve, rocío, escarcha, etc.), a que puede dar lugar con su condensación.

Ozono—Fórmula O_3 .—Cuando el oxígeno puro, o el aire, son atravesados por una descarga eléctrica, o simplemente por efluvios eléctricos, se desarrolla un olor especial, que es bien conocido, por notarse fácilmente durante las tormentas. Se ha demostrado que este olor se debe a la formación de un cuerpo gaseoso, constituido solamente por *oxígeno*, pero cuyas propiedades no son iguales a las de este último cuerpo simple. Si recordamos la fórmula del oxígeno O_2 , y la comparamos con la actualmente admitida para el ozono, O_3 , vemos que este último no es más que oxígeno, cuya molécula está más *condensada*.

De acuerdo con la constitución de este cuerpo, sus propiedades son fundamentalmente análogas a las del oxígeno, pero más enérgicas y acentuadas. El ozono es un gas incoloro, de olor especial no desagradable, muy poco soluble en el agua, pero soluble en las grasas y en la esencia de trementina. *Oxida* enérgicamente a muchísimos cuerpos, siendo, a veces, esta reacción muy enérgica, como puede comprobarse en la siguiente experiencia. Pongamos, en una capsulita, unos cristales de la sal llamada *permanganato potásico*, y echemos sobre ellos unas gotas de *ácido sulfúrico concentrado* (el permanganato potásico es un cuerpo muy rico en oxígeno, y en estas condiciones produce *algo de ozono*); en seguida veremos que se verifica una enérgica reacción, desprendiéndose vapores violados (que no son ozono, sino que van mezclados con él), y si mojamos el extremo de una varilla de vidrio en alcohol ordinario, y la *acercamos* a la capsulita, el alcohol, *enérgicamente oxidado por el ozono*, se inflama y *arde* espontáneamente, pudiendo repetirse en esta forma la experiencia cuantas veces se quiera.

Es *perigroso* añadir directamente a la cápsula alcohol u otras sustancias inflamables, pero operando como se indica, no existe peligro alguno.

Debido a esta propiedad oxidante enérgica, el aire o el oxígeno ozonizados (es decir, que contienen ozono) decoloran el papel tornasol, y, por el contrario, tiñen de azul un trozo de almidón empapado en una solución de *yoduro potásico* (1). Esta última propiedad sirve para reconocer la presencia del ozono, empleándose para ello tiras de papel de fil ro, empapadas en un engrudo muy claro de almidón, al que se le añade un poco de yoduro potásico; este papel azuleará en presencia del ozono.

El ozono es un desinfectante enérgico, y mata, aun en pequeñas dosis, a casi todos los microbios; por esta razón es ya de uso corriente, en las grandes poblaciones, el *ozonizar* (en instalaciones especiales) las aguas potables, en las que el ozono destruye, oxidándolas, las materias orgánicas, y mata a los microorganismos que pueden contener, siendo contadísimos los que pueden resistir su acción, en las condiciones en que se opera en la práctica; afortunadamente no están entre los microbios resistentes a ciertas dosis de ozono, los productores de enfermedades, tales como el tífus, el cólera, etc., por lo cual la ozonización de las aguas evita estas y otras epidemias.

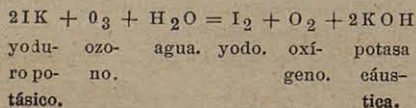
En Enología veremos que en el añejamiento de los vinos y licores, intervienen fenómenos de oxidación de los componentes de estos caldos; siguiendo esta idea, se ha pensado, con fundamento, que ozonizando los vinos y licores, podría provocarse en ellos un añejamiento artificial rapidísimo, para lograr esas cualidades de estima comercial, que de otra manera sólo adquieren en el transecurso de los años.

Las experiencias hasta ahora conocidas, parecen confirmar esta presunción, pero aún no son suficientes para determinar, seguramente, en qué casos y en qué condiciones deberán ozonizarse los vinos y licores.

Es posible que ozonizando los mostos, antes de su fermentación, pudiéramos detener esta, esterilizando el mosto de modo análogo a como se esterilizan las aguas ozonizadas, lo que sería también de gran utilidad en vinificación; pero, por ahora, sólo cabe apuntar estas ideas, como esperanzas de que el ozono desempeñe en el porvenir un importante papel, y contribuya al perfeccionamiento de los métodos de elaboración de vinos y licores.

El ozono, aparte las aplicaciones citadas, podría emplearse para la fabricación de

(1) Según veremos al hablar del yodo, el almidón toma color azul en su contacto; así, pues, en la reacción que explicamos, hay producción de yodo libre, como demuestra la siguiente igualdad:



algunos perfumes, para blanquear los tejidos, en la fabricación de cervezas, etc.: muchas de estas aplicaciones industriales están hoy en estudio.

Los métodos de preparación del ozono, ordinariamente usados, no permiten obtenerlo puro, sino solamente mezclado con el aire o con el oxígeno, generalmente en proporción pequeña (9 por 100 en las mejores condiciones), pero suficiente para las aplicaciones a que se destina.

Para producir ozono, o mejor dicho, oxígeno o aire ozonizado, se usan aparatos muy diversos, y ya muy generalizados en la industria. Todos ellos están fundados en hacer pasar una corriente de aire por un espacio cerrado, en donde se producen efluvios eléctricos, mediante corrientes de gran *tensión*. También existen algunos aparatos, especialmente destinados a la producción de aire ozonizado para las aplicaciones en la bodega, pero aún no están estos últimos suficientemente estudiados para poder aconsejar su uso en la práctica, y por eso no damos más detalles de esta cuestión.

CAPITULO VIII

Hidrógeno — El agua.

Hidrógeno — H_2 — Monovalente.—Acabamos de ver, que el aire es una mezcla del oxígeno, nitrógeno y otros gases en proporciones variables. Pues bien, el agua pura, *destilada*, es a su vez una *combinación* del *gas oxígeno* con otro gas, llamado *hidrógeno*, en las proporciones fijas, como en toda combinación, de 16 gramos del primero por 2 gramos del segundo (exactamente son 2,016 gramos).

Comprobemos esto con una sencilla experiencia. Pongamos agua destilada en una cápsula grande de porcelana, o en un vaso ancho, sin llenarlo por completo; con un cortaplumas o unas tijeras, se corta un trocito pequeño, del tamaño de un guisante, o algo menor, del metal llamado *sodio*; este metal es muy blando, como la cera, de color blanco, y se conserva en un frasco lleno de petróleo, porque se altera rápidamente en el aire, y, como vamos a ver, descompone el agua; se evitará tocar el sodio con los dedos, para lo cual se coge entre papeles de filtro, que además sirven para secarle del petróleo en que viene. Si echamos el trocito de sodio sobre el agua, flotará, y veremos cómo en seguida empieza a moverse, desprendiéndose un gas muy ligero, que arde con gran facilidad, tanta, que si colocamos el sodio en forma que no se mueva, para lo cual podemos ponerle en un tapón de corcho agujereado, que flote sobre el agua del vaso, el mismo calor de la reacción produce la inflamación de dicho gas, *pareciendo como si el metal ardiese. Hay que tener cuidado al final de la operación*, porque muchas veces el globulito de sodio es proyectado con fuerza fuera del vaso o cápsula, y es, por lo tanto, *prudente, cubrirlo con una tela metálica, en cuanto se echa en el agua el trocito de sodio*. Es muy buena la disposición, que hemos indicado, de meter el trocito de sodio en el orificio de un tapón de corcho, grande y agujereado, porque además de verse más fácilmente la inflamación del gas desprendido, se evita que el sodio se pegue a una de las paredes del vaso, y el calor, que en la reacción se produce, haga que el vaso se rompa. El gas que en esta experiencia se desprende, es el *gas hidrógeno*, y lo que-

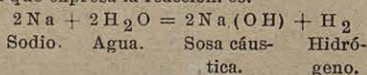
en ella ocurre es que siendo el sodio muy ávido de *oxígeno*, se combina con el que el agua contiene, produciéndose, en presencia de un exceso de agua, el cuerpo llamado *sosa cáustica*, y desprendiéndose el hidrógeno restante (1).

Se puede recoger el gas así producido y comprobar sus propiedades, que a continuación estudiaremos, con la disposición siguiente: el trocito de sodio se sostiene dentro del agua, debajo de la boca de una probeta, mediante una cucharilla de tela metálica, que se fabrica fácilmente, sujetando a un alambre, un trocito de tela metálica, al que se le da esa forma de cuchara y el gas hidrógeno va a ocupar la probeta; primeramente llena de agua, como siempre que hay que recoger gases.

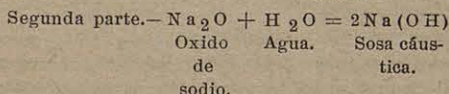
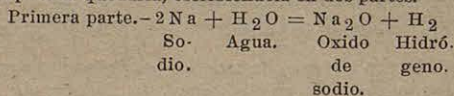
Pero en los laboratorios, se prepara el gas hidrógeno, más fácilmente, añadiendo *ácido clorhídrico*, diluído en un poco de agua a limaduras de hierro, o a trocitos (granalla) de zinc: el ácido clorhídrico es una combinación del metaloide llamado *cloro*, con el *hidrógeno* (más adelante veremos que en la composición de todos los ácidos entra el hidrógeno), y el cloro de este ácido, se combina con el hierro, o con el zinc, formando los cuerpos llamados, cloruro de hierro o cloruro de zinc, que son sólidos y quedan disueltos en el agua, desprendiéndose el gas hidrógeno, que puede recogerse, como ya hemos dicho varias veces, en una probeta o en un tubo (2).

El aparato para esta operación, es algo análogo al de obtención del oxígeno; pero aquí no es necesario calentar, y, por lo tanto, puede adoptarse la disposición de la figura 22. En el frasco o matraz *F*, se ponen las limaduras de hierro o la granalla de zinc, con un poco de

(1) La igualdad química que expresa la reacción, es:

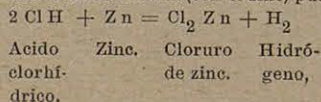


Y aún mejor explicada quedaría, escribiéndola en dos partes:



El grupo (OH), que combinado con el sodio entra a formar parte de la sosa cáustica, y que se ve está formado por oxígeno e hidrógeno, en la *proporción de sus pesos atómicos*, no es un cuerpo químico, porque *no se le conoce libre*, pero entra muchas veces a formar numerosos cuerpos compuestos y les da propiedades químicas determinadas. A los grupos que, como el que acabamos de citar, dan carácter especial a los compuestos en que entran, aunque ellos mismos no son cuerpos químicos, con existencia propia y separada, se les llama en Química, *radicales*. Al (OH) que nos ha servido de ejemplo, se le llama *radical oxhidrilo*, o simplemente *oxhidrilo*.

(2) La reacción que en este caso se verifica (con el zinc) puede escribirse:



agua, se tapa con un tapón, que ajuste bien, y que esté provisto de dos orificios, por los que atraviesan, ajustándose exactamente, el embudo *E* y el tubo de salida del gas; y por el embudo *E*, cuyo tubo baja hasta sumergirse en el agua del frasco, se adiciona el ácido clorhídrico. Después de pasado un buen rato de producirse la reacción, para dar lugar a que el hidrógeno que se desprende en el frasco *F* haya desalojado a todo el aire que éste contenía, se coloca en su sitio la probeta *H*, o los tubos de ensayo en que queramos recoger el gas.

El hidrógeno es un gas sumamente ligero, pesando un litro de hidrógeno a 0° de temperatura y 760 mm. de presión, algo menos de 90 miligramos, es decir, 14 veces y media menos que el aire, en las mismas condiciones; por esta razón, se usa alguna vez para llenar con él los globos aerostáticos. No tiene color, sabor ni olor, y se disuelve muy poco en el agua.

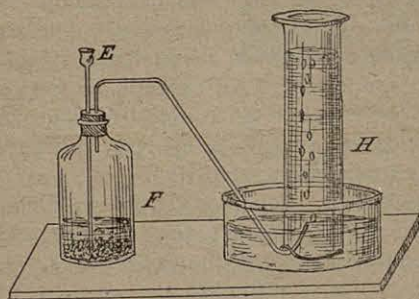


Fig. 22.

Su propiedad principal es la facilidad de combinarse con el oxígeno, produciendo agua, y por eso arde, si se le acerca una cerilla; pero advertimos que para hacer esta comprobación hay que tomar grandes precauciones, pues el hidrógeno puede formar con el oxígeno, y, naturalmente, también con el aire, una mezcla explosiva. Lo mejor para comprobar sin peligro esta propiedad, es llenar de gas hidrógeno un tubito de ensayo, para lo cual se le llena de agua, y, tapándole con el dedo, se le coloca invertido sobre la salida del gas, como lo está la probeta *H* en la figura. Hay que tener cuidado de que al invertir el tubo encima de la cuba, o baño de agua, no entren en él burbujas de aire, lo que debe comprobarse antes de colocarlo encima del tubo de salida del gas; además, repetimos, antes de recoger el hidrógeno para estas experiencias, hay que esperar ocho o diez minutos a que la reacción esté verificándose vivamente en el frasco *F*, para que el hidrógeno que recogemos no lleve mezcla de aire. Una vez lleno de hidrógeno el tubito de ensayo, se le tapa con el dedo pulgar, manteniendo aun su boca debajo del agua, se saca el tubo del agua, y, separando el dedo, se acerca una cerilla a la boca

del tubito de ensayo; el hidrógeno arde, y aun puede producir una pequeña detonación, *sin peligro ninguno para el operador*. Puede también sustituirse, en el aparato de la figura 22, el tubo de salida del gas, por un tubo de vidrio doblado y afilado, para hacer más fino el agujero de salida del gas, esperando, como siempre, a que el gas lleve un buen rato produciéndose, para inflamarlo; en esta forma puede comprobarse que el hidrógeno, al arder (al combinarse con el oxígeno), produce agua, colocando un embudo de vidrio, bien seco, por encima de la llamita, y viendo que los gases que la combustión produce, *se condensan en gotitas de agua, al ponerse en contacto del embudo, que está frío*. Aconsejamos que esta experiencia no la haga por sí solo el lector, si no tiene cierta práctica de laboratorio, pudiendo limitarse a hacer arder el hidrógeno recogido en tubitos de ensayo, y aun eso *sin olvidar ninguna de las precauciones apuntadas*. No sólo el hidrógeno se combina, ardiendo, con el oxígeno libre o contenido en el aire, sino que con facilidad se apodera del oxígeno, que, combinado con otros cuerpos, existe en muchas sustancias. A los cuerpos que se apoderan con facilidad del oxígeno, se les llama en química cuerpos reductores, y, por lo tanto, el hidrógeno es un cuerpo reductor. Cuando conozcamos algunos cuerpos compuestos, pondremos ejemplos de esta interesante propiedad.

El agua—Fórmula H_2O .—Sabemos ya, por lo dicho anteriormente, que el agua es un *cuerpo compuesto*, formado por *oxígeno e hidrógeno*, y así lo hemos comprobado por una experiencia.

En los laboratorios se practica también la descomposición del agua, en los dos cuerpos simples que la forman, haciendo atravesar por ella una corriente eléctrica; el aparato para practicar esta descomposición, es el representado en la figura 23, u otro análogo.

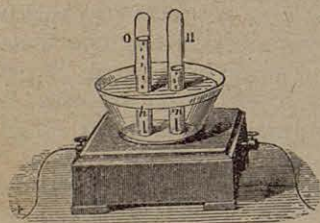
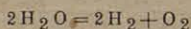


Fig. 23.

Se compone de un vaso de vidrio, dentro del cual terminan dos alambres del metal llamado platino, unidos a los polos de una pila eléctrica; encima de cada uno de los extremos de estos alambres, se disponen dos tubos llenos de agua, para recoger los gases producidos al paso de la corriente; el agua se acidula, ligeramente, con una gota de *ácido sulfúrico*. En cuanto se establece la corriente eléctrica, se ven desprenderse burbujas de gas de los dos alambres sumergidos en el agua, y estos gases se recogen íntegramente en los tubos, comprobándose fácilmente, por sus respectivas propiedades, que en uno de los tubos (el que está encima del alambre unido al polo positivo de la pila), el gas es *hidrógeno* puro, y en el otro, *oxígeno*, siendo el volumen de hidrógeno producido, doble que el del oxígeno, conforme a lo que se expresa en la igualdad que representa la reacción.



Todo el mundo conoce el agua en sus tres estados, *sólido* (hielo, nieve), *líquido*, y *gaseoso* (vapor de agua). El punto de congelación del

agua pura es 0° , y, según lo dicho en las páginas 20 y 21, ésta es también la temperatura de fusión del hielo.

El agua, como ca i todos los cuerpos químicos en estado de pureza, puede tener, en su estado sólido, *formas cristalinas*, y esto es bien fácil de ver en los copos de nieve, sobre todo cuando no son de gran tamaño y la temperatura del aire es muy fría durante una nevada; y si se recogen, sobre un paño de color obscuro, algunos de estos copos, teniendo cuidado de no echarles el aliento, para no *fundirlos*, se observan perfectamente, con una lente de aumento, *cristalitos* en forma de estrellas de seis puntas, de complicados y regulares dibujos, análogos a los de la figura 24.

El agua pura hierve a 100° (a la presión atmosférica normal de 760 milímetros); pero se está constantemente evaporando, de una manera tanto más lenta, cuanto más baja es la temperatura (si las condiciones de presión no varían mucho),

y cuanto más humedad hay en el aire. Por esta evaporación del agua, es por lo que se secan, más o menos pronto, los objetos mojados, y por la que el aire contiene siempre vapor de agua, que procede del agua de los ríos, lagos y mares. Este vapor de agua contenido en la atmósfera, determina la mayor o menor *humedad* del aire.

Conviene tener ideas claras acerca de lo que entendemos comunemente al decir que la atmósfera *está húmeda* o *seca*. Si en un espacio perfectamente cerrado, y sin comunicación con el exterior, ponemos un cacharro con agua, parte de ella se evaporará, pero, si no cambia la temperatura, llegará un momento en que el aire estará tan cargado de vapor de agua que no se evaporará más agua, aunque pase mucho tiempo, o si hay evaporación, hay, al mismo tiempo, paso de parte del vapor al estado líquido, en cantidad tal, que el aire del espacio cerrado no contenga más proporción de vapor; se dice, entonces, que el aire está *saturado* de vapor de agua, análogamente a lo que decíamos al tratar de la disolución de un cuerpo sólido en un líquido, y de igual manera que entonces, si elevamos la temperatura, el aire podrá contener (podríamos decir *disolver*) mayor proporción de vapor de agua, y otra parte del agua se evaporará. Por el contrario, si la temperatura del aire baja, la cantidad de vapor necesario para *saturarle*, es menor, y parte de él tendrá que volver al estado líquido, es decir, se *condensará*. Esto que decimos, referido a un espacio cerrado, no ocurre, generalmente, en la atmósfera libre, en la cual el aire se renueva constantemente; pero puede suceder, que en una región o zona determinada de la atmósfera, el vapor de agua, que existe en el aire, se acumule de tal manera, que, a la temperatura

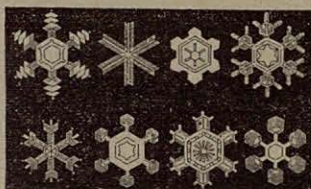


Fig. 24.

del aire en aquel lugar, el aire no pueda contener más, es decir, esté saturado, y entonces se condensa, formándose las *nubes* y *nieblas*, que están constituidas por finísimas gotitas de agua. Así, pues, si una corriente de aire húmedo y caliente se enfría, por cualquier razón, al elevarse en la atmósfera, puede llegar a estar saturado; el vapor de agua se condensa entonces y se forman las *nubes*. Las *nieblas* no son otra cosa que *nubes* muy bajas. Si la condensación del vapor de agua de la atmósfera es grande, puede producirse la caída del vapor condensado, en forma de lluvia, o de nieve, esto último, si la temperatura es bastante baja para hacer pasar el vapor de agua, no sólo al estado líquido, sino al estado sólido.

Los rocíos y las escarchas, no son más que condensaciones del vapor de agua de la atmósfera, en contacto de cuerpos que se han enfriado mucho durante la noche, como, por ejemplo, las plantas, el suelo, etc.

Finalmente, nosotros notamos más o menos la *humedad del aire* según que esté más o menos próximo a saturarse de vapor de agua, y muchas veces ocurre que, en verano, cuando el aire nos parece más seco, contiene mayor cantidad de vapor de agua que en días húmedos del invierno; pero en el verano, el aire está muy caliente y puede contener mucha mayor proporción de vapor de la que contiene, sin llegar a saturarse; por el contrario, en los días fríos y húmedos del invierno, el aire, por su baja temperatura, está casi saturado de vapor de agua, o aún saturado si hay *nieblas* o cae la lluvia. Por esta razón, la *humedad del aire* se mide siempre por la relación de la proporción de vapor de agua que contiene a la que podría contener cuando llegase a estar saturado, a la misma temperatura, y cuando leamos que el estado higrométrico (de *humedad del aire*) en un día, lugar y hora dados, fué de 0,5, 0,75..., significará, respectivamente, que el aire puede contener otro tanto o una tercera parte más de vapor de agua del que contiene, sin llegar a saturarse; un estado higrométrico igual a 1, significará, que el aire está saturado de *humedad*.

Ni las aguas naturales de los manantiales, ríos, estanques, pozos, charcas, etc., ni mucho menos el agua del mar, y ni aun el agua de lluvia, son agua químicamente pura. El agua de lluvia, al caer a la tierra, disuelve aire y algunas sustancias que el aire puede contener (muchas de ellas útiles a la vegetación), y arrastra el polvo de la atmósfera; este agua, corre por encima de la tierra y se filtra en ella, forma arroyos o da lugar a manantiales; los ríos luego la conducen al mar, y en todo este camino disuelve muchas más sustancias, propias de las tierras y rocas, o procedentes de restos vegetales y animales de muy diversas clases, y arrastra consigo partículas diferentes, microbios, etc.

Podemos convencernos, de modo bien sencillo, de la existencia de estas sustancias que impurifican (químicamente hablando) las aguas

naturales. Si hervimos agua, el aire disuelto se marcha, el sabor del agua cambia por completo, y resulta, además, pesada e indigesta; por esta razón, cuando en épocas de epidemia se recomienda hervir el agua, para destruir los microbios productores de enfermedad, que puede contener, es preciso, después de haberla hervido, airearla mucho, por ejemplo, *jarreándola* repetidas veces, para que vuelva a disolver los gases del aire, recuperando con ello su buena condición para la bebida.

Si hervimos, en una cápsula de porcelana, una buena cantidad de agua, medio o un litro, por ejemplo, evaporándola casi por completo, y acabamos del todo la evaporación, colocando la cápsula sobre un baño-maría, veremos que deja un residuo sólido, el cual está formado por las sustancias sólidas y fijas que el agua llevaba disueltas.

Algunas de estas materias, contenidas en las aguas, pueden hacerlas mejores y más propias para la bebida, y, entre ellas, ya hemos visto la utilidad del aire que llevan disuelto; pero otras pueden llegar a constituir grave inconveniente, que las haga poco adecuadas para el consumo en bebida y para otros usos.

Hay muchas clases de aguas naturales, que reciben diversos nombres. Se designan con el de *aguas minerales*, las que llevan disueltos diferentes gases y sales, que les dan propiedades medicinales; algunas de ellas son *termales*, es decir, que salen a temperatura bastante elevada. Se llaman *aguas crudas*, a las que llevan disueltas muchas sales calizas; a las que llevan disuelto demasiado yeso, se las denomina, en especial, *selenitosas*, etc. Pero lo que verdaderamente interesa al agricultor y al bodeguero, es la distinción de las aguas naturales en *potables* y *no potables*. Se llama agua *potable*, a la que reúne buenas condiciones para su consumo en bebida: un agua potable debe ser limpia y transparente, tener buen sabor y carecer de olor, disolver bien el jabón (sin formar esos grumos blancos que dan las aguas crudas, o muy selenitosas) y cocer bien las legumbres; deben estar, además, bien aireadas, y por eso son muy buenas las aguas *batidas* entre rocas; no deben llevar excesiva cantidad de sustancias minerales disueltas; la cantidad de materias orgánicas (procedentes de restos animales y vegetales) debe ser la *menor posible*; conservadas en una botella tapada, no deben desarrollar mal olor; adicionadas de azúcar, no deben desarrollarse en ella mohos, y, por último, no deben contener microbios que puedan producir enfermedad. Desgraciadamente, en muchos pueblos, las aguas no reúnen todas estas condiciones, y se destinan a ser bebidas, por el hombre y los animales, aguas bien poco potables.

Sin pretender analizar las aguas para decidir de su potabilidad, cosa que sólo un químico puede hacer, con buenos medios de laboratorio, indicaremos, aquí, modos sencillos de reconocer algunos de los defectos de las aguas potables.

Hirviendo un agua muy caliza, muy cruda, se enturbiará, quedando, cuando se deje reposar, un polvo de color blanco, en el fondo del vaso.

Si a un agua que contiene mucho yeso (*muy selenitosa*) le añadimos unas gotas de una solución de la sal llamada cloruro de bario, o, aún mejor, unas gotas del *licor yesométrico*, que se emplea para determinar el yeso en los vinos (ver Capítulos XXIII y XXVI de la parte de Enología) se producirá un *gran enturbiamiento*, en polvillo muy fino, de color blanco. Hay que advertir, que casi todas las aguas potables, aunque no sean selenitosas, dan, en estas condiciones, un líquido opalino, *algo lechoso*; pero en las aguas *selenitosas*, el enturbiamiento y precipitado es mucho mayor.

Si ponemos un poco de agua en un tubito de ensayo y le añadimos una gota de *ácido nítrico puro* y unas gotas de la *solución de nitrato de plata*, que más adelante emplearemos para determinar la cantidad de cloruros que un vino contiene (ver Capítulos XXIII y XXVI de la parte de Enología) el agua se volverá *opalina, lechosa*, y si el agua es muy *salada*, es decir, contiene mucha *sal común* (cloruro de sodio), el enturbiamiento será *muy marcado*. Se podría determinar con gran aproximación, igual que explicaremos para los vinos en el lugar correspondiente, la cantidad de sal común (*cloruros*) que un agua contiene, que no debe ser mayor de 13 miligramos por litro, en las aguas potables.

Hagamos hervir 100 cc. de agua en una fiola, añadamos una gota de *ácido sulfúrico puro* y coloquemos en una bureta, con llave de vidrio, la solución de *permanganato potásico* que se emplea en el análisis de vinos para la determinación del tanino (ver en la parte de Enología los Capítulos XXIII y XXVI), enrasando la bureta hasta su cero, para poder medir la cantidad que en la operación gastamos; añadamos esta solución gota a gota sobre el agua acidulada y caliente. Si el agua que ensayamos contiene *materias orgánicas*, las primeras gotas de solución de permanganato, que es de color violeta rojizo, se decolorarán al caer en el agua, y si seguimos, muy poco a poco, adicionándola gota a gota, hasta que una, última, dé al agua un color rosa muy débil, que no desaparezca, podremos tener idea de la cantidad de *materias orgánicas* que contiene el agua que estudiamos, pues cuanto más *solución de permanganato* gastemos, mayor proporción de *materia orgánica* contendrá el agua ensayada. En las buenas aguas potables, no se deberá gastar, para llegar al color rosa débil, más de 2 cc. 5 de la *solución de permanganato*, y si se gasta más, es que el agua contendrá demasiada *materia orgánica* para ser destinada a la bebida, es decir, no será potable.

Respecto a si un agua contiene microbios que puedan perjudicar a la salud, sólo un delicadísimo estudio, por persona técnica y especializada en el asunto, puede decidirlo; pero es evidente, que el agua potable debe venir conducida y estar contenida en canalizaciones y depósitos limpios, en donde no pueda contaminarse con lavado de ropas, desagües de alcantarillas, escurriduras de estercoleros, etc., etcétera. Este punto es, importantísimo, y, en muchas ocasiones, el desarrollo de epidemias, tales como el cólera, el tifus, etc., son exclusivamente debidas a las causas de contaminación que acabamos de apuntar.

El agua de lluvia es bastante buena para la bebida, si no se recoge el agua de las primeras lluvias de una estación ni en las primeras horas de un temporal, para dar tiempo a que lave los tejados, y el mismo aire. Debe conservarse en sitio obscuro y bien limpio, por ejemplo, en cisternas o aljibes *bien contruidos*, de *paredes revestidas de cemento*, que no permitan las filtraciones.

Las aguas de ríos o arroyos se usan con gran frecuencia, pero son algo peligrosas, pues fácilmente, al atravesar pueblos de aguas arriba, se impurifican, por lavado de ropas en ellos, desagües varios, etc.; en estos casos su uso *en bebida* debe proscribirse por completo. Por

lo demás, sus condiciones de potabilidad varían mucho, según la clase de los terrenos que forman las orillas y cauce del río, y hay gran diferencia entre las aguas de arroyos y ríos que corren entre rocas de granito o rocas silíceas, a las que discurren por lechos terrosos, o entre terrenos muy calizos, o muy yesosos, etc. Como regla general, puede decirse, que las aguas de los ríos o arroyos suelen ser tanto mejores cuanto más próximas se tomen a su origen, sobre todo si la conducción de aguas se hace, desde ese punto de toma, por cañerías o conducciones en buenas condiciones de limpieza, bien cerradas, para no admitir filtración alguna.

Las aguas de manantiales, en su mismo origen, suelen ser las de mejores condiciones de potabilidad.

Las aguas de pozo, no reúnen, muchas veces, buenas condiciones para su consumo en bebida. Su calidad depende mucho del terreno en que se haya abierto el pozo, de si éste se limpia con frecuencia, y de si pueden ir a parar al pozo las filtraciones de estercoleros, desagües, etc. Es evidente la influencia, en la calidad del agua, de la clase del terreno en que esté abierto el pozo; si el terreno es yesoso, o calizo, lo será el agua, y si el terreno es arenoso, silíceo o granítico, las aguas vendrían filtradas por estas arenas, que pueden cederla muy pocas sustancias, y, hablando en términos generales, el agua será mejor en este último caso.

La limpieza periódica de los pozos, es necesaria, porque si no se hace, pronto se desarrollan dentro del pozo diferentes seres vivos, principalmente musgos y vegetaciones diversas, y el agua se carga excesivamente de materias orgánicas. Por último, y esto es de gran interés para el agricultor (que muchas veces tiene necesidad de consumir agua de pozo, aunque sus cualidades no sean muy recomendables) es *de absoluta necesidad* que los pozos se hagan alejados del estercolero y de todo desagüe de aguas sucias, evitando que puedan pasar al pozo, por filtración a través de la tierra, pues las aguas del pozo se infectan con materias orgánicas medio podridas, y con microbios dañosos a la salud. Las aguas de los pozos en que esto ocurre, sólo son propias para el riego.

El agua *estancada, de charcas*, jamás debe beberse ni usarse en el lavado de los envases y enseres de la bodega, que han de tener contacto con los mostos y vinos.

No es fácil modificar las malas condiciones de potabilidad de un agua, pero, por lo menos, se ha intentado, por diversos métodos sencillos, el privarla de las partículas, terrosas y de toda clase, que puede llevar en suspensión, y, con mayor o menor perfección según el método de purificación empleado, el destruir los gérmenes y microbios que las aguas contaminadas contienen, que pueden ser muy perjudiciales a la salud. El mejor método para que el agua sea limpia y transparente, es la *filtración*; y el mejor medio para destruir los mi-

crobios, es la *esterilización por el calor*. El comercio vende filtros, para agua, de muy diversas clases, rendimientos y precios; los mejores para preparar las pequeñas cantidades de agua que se destinan a ser bebidas por las personas, son los de bujías de porcelana (análogas a las del tipo Mallié, que describiremos para los vinos), que dan muy buenos resultados, si se tiene cuidado de cepillar las bujías, con un cepillo fuerte, cada ocho o diez días de uso. Pero pueden emplearse, para el agua, filtros de celulosa, de amianto, de celulosa y carbón, de amianto y carbón, y aun el más simple de arena y carbón, que cualquiera puede preparar, poniendo, en un gran embudo, un filtro de papel sin pliegues, en su fondo, una capa de arena silícea bien fina, encima de ella una capa de carbón de madera, molido, bastante fino y *bien lavado*; por encima de la capa de carbón va otra de arena, y sujetando todo al embudo, para que no floten y se mezclen las diversas capas, se pone una última capa de piedrecillas silíceas. Se puede construir un filtro análogo, y de bastante más rendimiento, para tener agua para lavados, para dar bebida a los animales, etc., valiéndose de un tonel desfondado. Se prepara como sigue. En el fondo que le queda, se practican muchos agujeros pequeños, y se dispone sobre ellos una capa de cantos silíceos; encima van, sucesivamente, una capa de arena silícea fina, una capa de carbón de madera, y otra de arena, acabando por una, final, de piedras o cantos rodados silíceos; el tonel así preparado (ver figura 25) se sumerge en el pozo, charca o corriente; el agua entrará por los agujeros del fondo, y, pasando por la arena y carbón, se filtrará bastante bien, sobre todo al cabo de algunos días de uso.



Fig. 25.

los microbios que puede contener; por eso, cuando se dude de la calidad de un agua, por este concepto, y sobre todo en época de epidemias, se aconseja, según ya lo tenemos dicho, *hervir el agua* durante ocho o diez minutos, dejándola luego enfriar, y, finalmente, *aireándola* mucho; por ejemplo, pasándola de un jarro a otro repetidas veces. Existen también aparatos esterilizadores de agua, que pueden dar grandes rendimientos y cumplen su fin con mayor perfección que la simple ebullición del agua; estos aparatos son bastante análogos a los pasteurizadores de vinos, que describimos en Enología.

En los laboratorios, aun en el pequeño laboratorio de un agricultor y bodeguero, es preciso disponer (para efectuar los ensayos y análisis) de alguna pequeña cantidad de *agua pura*, es decir, que no

Pero es importante advertir, que ni estos filtros sencillos, ni aun los mejores de bujías, esterilizan el agua, es decir, la privan de todos

contenga las numerosas sustancias que hemos visto llevan en disolución hasta las mejores aguas potables. Con este objeto, se *destila el agua*, lo que puede hacerse en un *alambique cualquiera*, pudiendo utilizarse, desde los pequeños modelos (que se usan para determinar el alcohol de los vinos) hasta los grandes modelos, Deroy y análogos, que se usan en la fabricación de aguardientes. Es claro, que, antes de emplearlos para hacer en ellos agua destilada, precisa lavarlos cuidadosamente, primero con agua que contenga en disolución un poco de permanganato potásico, y luego con agua, preferentemente con agua destilada.

El agua destilada es agua pura, porque las materias que llevan en disolución las aguas naturales de río, de manantial, de pozo, etcétera, no se *evaporan* a la temperatura próxima a 100°, a la que hierve este agua, y, por lo tanto, el vapor que sale de la caldera y se condensa en el serpentín, es vapor de agua pura.

La obtención de agua destilada es muy sencilla. Para ello, se echa el agua común en la caldera del alambique, llenándola solamente hasta poco más de la mitad, o $\frac{2}{3}$, para evitar que, al hervir, pueda salpicar y pasar parte de agua *liquida*, y *no destilada*, al serpentín, en cuyo caso inutilizábamos toda la operación; se monta el alambique para su funcionamiento, y se calienta la caldera, siendo precauciones muy aconsejables el *no aprovechar* ni la primera agua destilada que pase, que así sirve para lavar el aparato, ni apurar demasiado la destilación cuando hay poca agua en la caldera, debiendo renovarse el agua, lo que en muchos modelos de alambiques, especiales para destilar agua, se hace automáticamente. No hay que decir que, durante la destilación, habrá que renovar el agua del refrigerante, para que se mantenga siempre fría. El agua destilada se recogerá en frascos de vidrio, *perfectamente* limpios, que puedan taparse bien con tapón esmerilado o de caucho.

Cuando se quiere agua *muy bien destilada*, es decir, muy pura, para algunas determinaciones delicadas, se *redestila* la obtenida en una primera operación, después de añadirle una pequeña cantidad de la sustancia llamada *permanganato de potasa*. Pero, en el laboratorio del agricultor, pocas veces será indispensable esta redestilación del agua.

El agua destilada tiene sabor poco agradable, y, aunque se airee, no es sana, ni conviene para la bebida, pues es indispensable, para este uso, el que el agua contenga, como las aguas potables, una pequeña cantidad de materias minerales.

CAPÍTULO IX

Ideas generales sobre el cloro, bromo, yodo y fluor.

Cloro— Cl_2 —Monovalente.—El cloro es un cuerpo *gaseoso*, con las propiedades que vamos a indicar. Si en un tubo de ensayo ponemos un poco de la sustancia llamada *cloruro de cal* o *polvos de gas* (hipoclorito de calcio), bien conocida por sus usos desinfectantes y decolorantes, y le añadimos una pequeña cantidad de ácido sulfúrico, diluido en agua (al 10 por 100, por ejemplo), veremos que se produce un gas de color amarillo verdoso, muy claro, de olor sumamente penetrante y desagradable, por lo que no debe respirarse ni oler el tubo donde se produce, pues es gas muy venenoso para nuestros órganos de respiración, pudiendo ocasionar vómitos de sangre, si se aspira en gran cantidad. Este gas es el cuerpo simple llamado *cloro*.

Para producir con facilidad cantidades bastantes grandes de cloro, recogiéndolo para estudiar sus propiedades, podemos montar aparatos bien sencillos, análogos al representado en la figura 26.

Consiste en una serie de frascos (pueden ser dos, tres, como representa la figura, o más), tapados todos ellos con tapones *de corcho*,

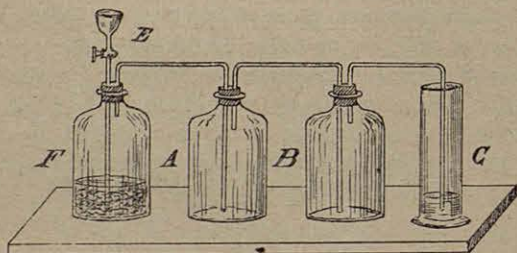


Fig. 26.

que ajusten bien, provisto cada uno de dos orificios, en los que entran, bien justos, el largo cuello del embudo de vidrio *E* (o, aún mejor, un embudo con llave de vidrio, como los que llevan los aparatos de determinación de la acidez volátil de los vinos), y los tubos de vidrio, doblados en la forma que indica claramente la figura. Estos tapones, pueden parafinarse, con parafina fundida, después de montado el aparato, y entonces cierran herméticamente. El último tubo de vidrio, va a parar cerca del fondo de una probeta o frasco abierto, *C*.

En el frasco *F*, echamos una sustancia que contenga oxígeno y lo ceda con facilidad, por ejemplo, el *cloruro de cal* o *polvos de gas* del comercio (hipoclorito de cal), o bien, permanganato de potasa en

cristales, o bióxido de manganeso. Montado así el aparato, vertemos poco a poco por el embudo, *ácido clorhídrico comercial*, empezando en seguida, y sin necesidad de calentar, el desprendimiento de cloro (1), que llenará los frascos A y B, que deben estar bien secos. En la probeta C, ponemos una solución de *sosa cáustica*, que se combina con el cloro sobrante y nos evita todo mal olor. Si se quiere obtener el gas completamente seco, basta llenar el frasco A de una sustancia que absorba la humedad, por ejemplo, piedra pomez empapada de ácido sulfúrico concentrado. El cloro seco se recoge en el frasco B.

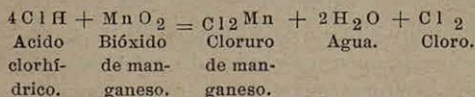
El gas cloro, es más pesado que el aire, y se disuelve bastante en el agua (un litro de agua a 15°, disuelve dos litros y medio de gas cloro; a esta disolución se la llama *agua de cloro*).

La principal propiedad del cloro, es su gran tendencia a unirse con el hidrógeno, para formar el ácido clorhídrico (ClH). Por esta razón, en presencia del agua o de los cuerpos algo húmedos, tiene propiedades *oxidantes*, porque el hidrógeno del agua tiende a combinarse con el cloro, y, lentamente, queda libre el *oxígeno* que el agua contiene. A estas propiedades químicas debe el cloro su poder de *destruir todas las materias colorantes, hacer desaparecer muchos malos olores* y el *poseer un gran poder desinfectante*, destruyendo a todos los microbios y seres vivos.

Podemos hacer ver, con experiencias sencillas, el poder *decolorante* del cloro; poniendo sobre el tubo de ensayo, donde se produce este cuerpo, una tirita de una tela de *algodón*, ligeramente humedecida, a los pocos momentos quedará completamente blanca, y si hacemos atravesar una corriente de cloro por un tubito con vino tinto, este se decolorará totalmente (no hay que decir que siendo *venenoso* el cloro, el vino con el que se haga la experiencia queda completamente *inutilizado*).

Los usos prácticos del cloro, se derivan de estas propiedades *decolorantes, desodorantes* y *desinfectantes*, no empleándose el gas cloro libre, sino compuestos que lo contengan y lo dejen libre con facilidad, por ejemplo, el *cloruro decolorante, cloruro de cal* o *polvos de gas*

(1) Veremos más adelante que el ácido clorhídrico es un compuesto de cloro e hidrógeno, de fórmula ClH. La obtención del *cloro* es, pues, una oxidación del ácido clorhídrico, el oxígeno se une al hidrógeno para formar agua, y el *cloro* queda libre. Así, en el caso de emplear el bióxido de manganeso (jabón de vidrieros), la reacción puede escribirse:



El cloruro de manganeso es sólido y queda disuelto en el agua, y el cloro (cuerpo gaseoso) se desprende.

Análogas reacciones se verifican empleando el permanganato de potasa o el hipoclorito de cal.

(que todos estos nombres recibe en el comercio), que sirve para decolorar pasta de papel y tejidos de algodón, para desinfectar retretes, y, en Enología, para decolorar toneles de madera, que han servido para envasar vino tinto y quieren dedicarse a vino blanco, y para destruir y quitar el olor a moho (ver Enología, Capítulo III).

Bromo — Br₂ — Monovalente.—El bromo es un cuerpo *líquido*, de color rojizo, de olor fétido; tiene análogas propiedades decolorantes, desodorantes y desinfectantes que el cloro, pero para nuestro objeto no tiene importancia ninguna.

Yodo — I₂ — Monovalente.—El yodo es un cuerpo *sólido*, que se presenta en escamas de un color gris azulado obscuro, con brillo metálico. No se disuelve en el agua, pero se disuelve muy bien en el alcohol, dando un líquido de color rojizo amarillento, llamado *tintura de yodo*, muy empleado en medicina. También se disuelve el yodo en agua que lleve en disolución la sal llamada yoduro de potasio (y así se prepara la *solución de yodo*, que se emplea en la determinación de la cantidad de gas sulfuroso que los vinos contienen).

El yodo, y sus disoluciones, dan al almidón un color azul obscuro muy intenso; esta reacción es muy sensible, es decir, que, por poca cantidad de yodo o de almidón que se pongan en contacto, el color azul es bien pronunciado. Hagamos una sencilla experiencia, tomemos un trozo de patata y pongamos en el corte una gota de tintura de yodo. veremos que toma color azul-negro obscuro, y mirando con una lente de aumento, podremos observar multitud de puntitos negro-azulados, que son los granos de fécula o almidón, abundantísimos en la patata, que se han coloreado por el yodo.

Siendo el almidón un alimento de reserva en las plantas, es interesante cerciorarse de si es abundante, en ellas, en la época de otoño e invierno, y por eso se aconseja, para saber si los sarmientos de la vid están bien agostados y tienen reservas nutritivas, el tocar los cortes de poda con una gota de tintura de yodo (1 gramo de yodo en 100 centímetros cúbicos de alcohol fuerte); si la madera está bien agostada, el corte tomará color azul-negro, y, por el contrario, la madera será pobre en reservas nutritivas (estará mal agostada), si al tocar el corte con una gota de tintura de yodo, solo se observa color pardo amarillento o un color poco azul.

Calentando un poco de yodo (en un tubito de ensayo, por ejemplo), da con facilidad vapores de yodo, de un bonito color violeta, que vuelven al estado sólido al contacto con las partes frías del tubo, fenómeno que hemos estudiado al tratar de la sublimación.

Las propiedades químicas del yodo son algo análogas a las del cloro, pero más atenuadas; así, en presencia del agua o cuerpos húmedos y de un cuerpo *que se combine fácilmente con el oxígeno*, se apodera del hidrógeno del agua, formando el cuerpo llamado ácido yodhídrico, resultando oxidado indirectamente, con el oxígeno del

agua, que queda disponible, el cuerpo fácilmente oxidable que es necesario para la reacción (1).

Fluor — F_2 — Monovalente.—El fluor es un cuerpo *gaseoso*, que no se encuentra nunca libre en la naturaleza, porque tiene gran tendencia a combinarse con muchísimas sustancias, excepto con el oxígeno. Su estudio no tiene importancia ninguna para nosotros, citándolo aquí únicamente porque más adelante estudiaremos algunos cuerpos compuestos de los que forma parte.

CAPITULO X

Azufre.

Azufre — S_2 — Divalente.—El azufre es un cuerpo sólido, bien conocido de todo el mundo, teniendo especial importancia en Viticultura y Enología. Es de color amarillo, de limón, sin sabor ni olor (el llamado olor a azufre es olor a *gas sulfuroso*, cuerpo compuesto de azufre y oxígeno, que se produce al quemar el azufre). Sin embargo, frotado el azufre contra un paño, desprende ligero olor poco grato. No se disuelve en el agua ni en el alcohol; su mejor disolvente es el líquido llamado *sulfuro de carbono*. Si ponemos azufre en un tubo de ensayo y le calentamos sobre la llama de una lamparilla de alcohol, manteniéndole primero algo alejado de ella, el azufre se fundirá (a 114° de temperatura), dando un líquido amarillo claro, muy movable; si calentamos más fuertemente, el azufre fundido se espesa, y toma un color amarillo más obscuro o rojizo, volviendo a ser un líquido bien fluido si calentamos aun más (a temperaturas superiores a 250°). A 448° , el azufre hierve.

Durante estas operaciones, parte del azufre pasa al estado de vapor, el cual, enfriándose en contacto con las partes frías del tubo, vuelve directamente al estado sólido, en forma de un polvillo muy fino (azufre sublimado).

El azufre es abundantísimo en la naturaleza; se le encuentra libre, mezclado con las tierras de la proximidad de los volcanes antiguos y modernos; estas *tierras azufrosas* existen muy abundantes en Sicilia (Italia); en España también hay yacimientos azufrosos en algunos puntos de las provincias de Murcia y Teruel.

La extracción del azufre de estas tierras se hace amontonando sus terrones, formando hornos parecidos a los hornos de cal, o a los de cocer yeso. Dando fuego al horno, arde una parte del azufre, y se funde la restante, escurriendo por el fondo inclinado del horno, para reunirse en un depósito. Este método de extracción es muy imperfecto, porque perdemos mucho azufre, que arde y se convierte en gas sulfuroso; por esta

(1) Veremos un ejemplo de esta interesante reacción al tratar del gas sulfuroso y su determinación en los vinos blancos.

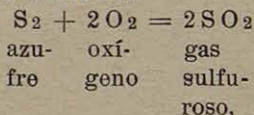
razón, se han ideado métodos industriales más perfectos, cuyo fundamento es siempre calentar las tierras azufrosas, para separar de ellas el azufre por fusión o por vaporización y destilación.

El azufre extraído de las tierras azufrosas (azufre bruto), es muy impuro. Se le refina calentándole en una retorta o caldera de hierro, y de este modo, los vapores de azufre, pasando por tubos, también de hierro, a una gran cámara de obra (mampostería, ladrillo, etc.), van dejando, en las paredes frías de la cámara de condensación, el depósito de *azufre sublimado*, o flor de azufre en polvo fino. En las paredes más calientes, el vapor de azufre pasa al estado líquido y se recoge, fundido, en el suelo de la cámara, o se solidifica lentamente, y forma gruesos *cristales de azufre*. El azufre fundido se saca por un orificio del fondo de la cámara de condensación, y se deja correr a moldes de madera húmeda, de forma generalmente cilíndrica, y en esta forma (*azufre cañón*), o triturado finamente (*azufre triturado o molido*), se expende en el comercio.

El azufre forma parte de muchísimos cuerpos compuestos, que son abundantísimos en la naturaleza, entrando en la composición de muchas sustancias que forman el cuerpo de los seres vivos (animales y plantas), entre ellas de las materias nitrogenadas llamadas *albúminas* (ver Capítulo XXXV).

La principal propiedad química del azufre libre, es, para nosotros, la de *arder* en el aire, combinándose con el oxígeno y produciendo el *gas sulfuroso*, cuyos usos en la bodega son numerosísimos y de excepcional importancia.

Esta reacción podría escribirse:



y por esta igualdad, y teniendo en cuenta los pesos de combinación del azufre y el oxígeno (ver tabla de la página 53), se ve que, para formar el gas sulfuroso, se combinan el azufre y el oxígeno, a partes iguales en peso; por lo tanto, el azufre al arder produce *el doble de su peso de gas sulfuroso*.

En el *cultivo de la viña*, el azufre es el remedio más eficaz para combatir la enfermedad del *oidium*, y, para este empleo, es preciso que el azufre esté en polvo finísimo, a fin de que salga de los aparatos y fuelles azufradores en forma de nube, que se reparta bien y se adhiera a todas las hojas, sarmientos y racimos de la cepa; así, en igualdad de las demás condiciones, un azufre será tanto mejor cuanto más finamente dividido esté, y aun esta cualidad sobrepasa mucho a la de pureza del azufre empleado.

En el comercio se encuentran varias clases de azufre, que es necesario que el agricultor conozca bien.

El *azufre triturado* proviene de moler finamente y pasar por tamices muy finos el azufre fundido (azufre cañón), o el azufre cristalizado en gruesos cristales; este azufre es siempre áspero al tacto, y mirado con una lente, y aún mejor con un pequeño microscopio, se ven todos los granos de las formas angulosas, esquinadas e irregulares, representadas en la figura 27, parte designada por 1.

El *azufre sublimado*, o *flor de azufre*, está compuesto exclusivamente por granitos finísimos, de forma redonda, que se ven con una lente (y claro es que aún mejor con un pequeño microscopio), tal como aparecen dibujados en la figura 27, parte designada por 2; el color del azufre sublimado suele ser amarillo más vivo que el del triturado, su tacto es suave, y cruje de manera especial, cuando se aprieta un poco del polvo entre los dedos. Para los usos de la Viticultura, es mejor azufre que el triturado, pero su precio suele ser también algo mayor.

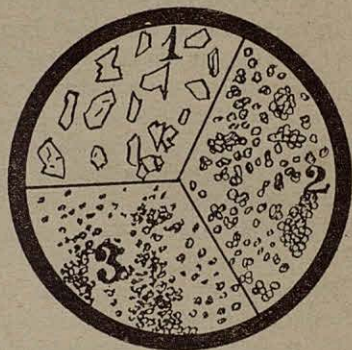


Fig. 27.

1. Azufre triturado.—2. Azufre sublimado (flor de azufre).—3. Azufre gris (Schlœsing).

Los *azufres precipitados*, *azufres grises*, *azufres negros* o *azufres Schlœsing*, que por todos estos nombres se les conoce, no son, propiamente hablando, *azufre*, sino una mezcla en polvo muy fino, que contiene proporciones de azufre libre (variables del 20 al 40 por 100) y, además, muchos compuestos de cal, hierro y otra porción de sustancias. Proviene del lavado y purificación del gas del alumbrado, al que, en las fábricas, se le hace pasar por mezclas especiales que retienen el azufre, el cual, libre o combinado, acompaña al gas; estas mezclas, convenientemente lavadas, para privarlas, en parte al menos, de algunas sustancias que serían muy perjudiciales a la vegetación (cianuros), son las que expende el comercio con los nombres citados. A pesar de la pequeña proporción de *azufre* que estos *azufres grises* contienen, su acción es eficaz, porque están en polvo finísimo, tan fino o más que el azufre sublimado, y así puede comprobarse con una buena lente, o un pequeño microscopio (ver figura 27, parte designada con el número 3). El agricultor debe adquirir siempre estos azufres en casas comerciales de seriedad y garantía reconocida, o hacerlos analizar por un químico, pues son mucho más fáciles las falsificaciones que en los azufres sublimados y triturados. El precio de los azufres grises es más económico que el del azufre puro triturado o sublimado.

Por último, existe el *azufre precipitado, químicamente puro*, de extraordinaria finura y pureza; pero por su elevado precio no se usa en la práctica de la Viticultura.

Para los usos de la bodega se emplea el azufre en mechas o azufrines y en pastillas; las mechas y azufrines se preparan metiendo tiras de *tienzo, papel o amianto* (roca fibrosa que no arde) en azufre fundido; se sacan de él, y se dejan enfriar para que se solidifique. Es tamaño corriente de la mecha el de 25 centímetros de largo, por dos y medio a tres centímetros de ancho. Las mechas y azufrines se encuentran ya preparadas en el comercio. También se usa en las bodegas el *azufre cañón*, del que se queman trozos, en cápsulas y *quemadores* especiales, y las *pastillas de azufre Pelletan*, de formas y tamaños muy variados. El azufre Pelletan no es más que azufre ordinario en polvo, amasado con agua adicionada de un poco de almidón, lo que le da una porosidad que impide *gotée* al quemarse, como ocurre con los azufres ordinarios. Es una condición de ese azufre que le hace muy apreciable en sus aplicaciones para los azufrados de vasijas, según ya se expone en la parte de Enología.

Reconocimiento de los azufres triturados y sublimados que se usan en Viticultura.—Al agricultor le interesa mucho poder reconocer si un azufre es *sublimado* o *triturado*, y si en un azufre que ha adquirido como sublimado, hay mezcla de azufre triturado, de precio menor. Todo esto se hace fácilmente con una buena lente de aumento, espolvoreando, sobre un papel satinado, *muy poco azufre* del que se va a ensayar, y observando si los granitos tienen todos la forma redondeada (azufre sublimado) o la angulosa y esquinada (azufre triturado), o si, por último, hay mezcla de una y otra clase de granitos, lo que indicará que el azufre sublimado se ha mezclado con el triturado, pudiendo entonces contarse los granitos de una y otra clase y determinar, *aproximadamente*, la proporción en que se ha hecho la mezcla. Claro es, que si el agricultor dispone de un pequeño microscopio y sabe manejarlo, este reconocimiento es más perfecto y cómodo; para observar en este caso los azufres al microscopio, basta espolvorear con el azufre la parte central de las láminas de cristal, llamadas *porta-objetos*; después, con una varilla de vidrio y sin tocar al azufre, se deposita sobre él una gota de buen alcohol, y se coloca encima, valiéndose de unas pinzas, una delgadísima laminilla de vidrio de las llamadas *cubre objetos*, poniendo la preparación, así dispuesta, en la *platina* del microscopio.

Una vez determinada la clase del azufre, conviene reconocer: primero, su *grado de finura*, y segundo, su *pureza*.

Para reconocer la finura de un azufre, sublimado o triturado, se usa el *tubo* llamado *Chancel* (ver figura 28), que es un tubo de vidrio, abierto por uno de sus extremos, de una longitud de *175 milímetros* desde su fondo a la señal o trazo 100, y de un diámetro interior de

12,7 milímetros; la cabida del tubo, hasta la señal marcada con 100, es exactamente de 25 centímetros cúbicos, estando dividido en 100 partes, o grados, mediante rayitas o trazos grabados en el vidrio; el tubo se tapa con un taponcito de corcho. Su manejo es sencillísimo. Se pesan exactamente cinco gramos del azufre que quiere ensayarse, y valiéndose de un trocito de papel satinado (con bordes bien cortados a tijera) se introducen en el tubo Chancel, que debe estar bien seco; después se llena el tubo, hasta la señal 100, con el líquido llamado *éter sulfúrico puro*, se cierra el tubo con un tapón y se agita, en el sentido de su longitud, es decir, de arriba abajo, durante dos o tres minutos; para no calentar el tubo (cuya temperatura debe ser 17°5, o por lo menos, temperatura próxima a ella, de 15 a 20°, por ejemplo, en operaciones que no exigen gran rigor y exactitud), puede cogerse envuelto en un paño de lana, después se colocará verticalmente el tubo en su soporte, sin darle ningún golpe ni sacudida, y se dejará reposar exactamente cinco minutos, al cabo de los cuales se lee la división a que alcanza el polvo de azufre, que se habrá ido al fondo del tubo, y el número de esta división indica el *grado de finura* (Chancel), siendo más fino, cuanto mayor *grado* alcance; un *buen* azufre sublimado debe marcar de 60 a 90° Chancel, siendo siempre superior su finura, a 50°; el azufre bien molido debe marcar más de 40, y puede llegar hasta 50°.

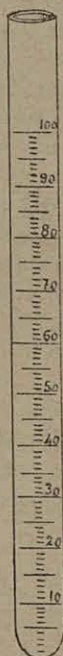


Fig. 28.
Tubo Chancel.

Actualmente, el comercio de azufres determina su finura de una manera aún más sencilla. Se criban 10 gramos del azufre que se ensaya, sobre un tamiz de hilos de seda que tenga un determinado número de hilos por centímetro; se pesa la parte de azufre que no pasa por el tamiz, y multiplicado este peso por 10, nos da el tanto por ciento de azufre *menos fino*, constituyendo esta última cifra un coeficiente comercial, que debe ser, naturalmente, lo menor posible en los buenos azufres para usos vitícolas.

La *pureza* de los azufres *sublimados* o *triturados*, se reconoce en que están bien secos y arden por completo sin dejar cenizas, o dejando muy pequeña cantidad de ellas; si al arder no se quemasen por completo y dejaran gran proporción de cenizas, sería señal de falsificación del azufre, con cal, yeso, u otras sustancias. (Es evidente que esto no puede referirse a los *azufres negros* o *grises*, que no son *azufre puro*). Puede también determinarse fácilmente el *grado de pureza* de un azufre *sublimado* o *triturado*, es decir, el tanto por ciento de azufre puro que contiene. Se pesan 10 gramos del azufre que quiere ensayarse, y se ponen en una capsulita de porcelana, cuyo peso se conoce exactamente; se lleva esta cápsula a la estufa de agua, a 100°

de temperatura, próximamente (hirviendo el agua de la estufa), y se mantiene en ella durante dos horas, al cabo de las cuales se deja enfriar y pesa (1); la pérdida de peso representará la humedad que contienen los 10 gramos de azufre, y multiplicándola por 10, se tendrá el tanto por ciento de humedad. Después se colocará el crisolito o cápsula sobre el mechero de alcohol, prendiendo fuego al azufre y esperando que todo él se haya quemado; se deja entonces enfriar la cápsula y se vuelve a pesar; la diferencia entre el peso que marque y el peso de la cápsula, será el peso de las cenizas en los 10 gramos de azufre; multiplicando por 10 la cifra obtenida, se tendrá el tanto por ciento de cenizas, y sumando los tantos por ciento de humedad y cenizas, y restándolos de 100, obtendremos el tanto por ciento de pureza del azufre ensayado.

Los buenos azufres sublimados tienen, a lo más, 0,5 gramos por 100 de humedad, y de 0,5 a 1 gramo por 100 de cenizas, siendo, por lo tanto, su grado de pureza superior al 98,5 por 100; los azufres molidos comerciales no deben tener más de 0,5 gramos de humedad por 100, no excediendo las cenizas de 2 gramos a 2,5 gramos por 100. Por lo tanto, un azufre molido, de pureza inferior a 97 por 100, no puede calificarse de buen azufre, para usos vitícolas.

Nada de lo dicho se refiere a los azufres grises, cuyo reconocimiento y análisis, por tratarse de materia de composición muy complicada, debe siempre confiarse a un químico.

CAPITULO XI

Fósforo.

Fósforo— P_4 —Trivalente unas veces, otras pentavalente.—El fósforo puro, es un cuerpo sólido, que no existe libre en la naturaleza, ni, en estado puro, tiene aplicaciones a la Agricultura; pero, combinado con otros cuerpos, entra a formar sustancias del mayor interés para nuestro objeto. En forma de *fosfato de cal*, constituye algunas rocas, y entra a formar parte de todas las tierras de labor; en compuestos diversos, interviene en muchas sustancias constitutivas del cuerpo de todos los animales y vegetales; en los primeros, es abundantísimo en los huesos, y no puede faltar en la constitución de la carne, de la sangre y de la sustancia nerviosa; en los segundos no falta en ninguno de sus tejidos, y, por lo tanto, en la alimentación animal y en la vegetal, es indispensable que entren sustancias compuestas en

(1) Antes de pesar las cápsulas de porcelana, conviene calentarlas para que pierdan toda la humedad, pero, antes de pesarlas, se dejarán enfriar por completo, dentro de un desecador con ácido sulfúrico concentrado.

que intervenga el fósforo. Los animales encuentran estas sustancias, en forma mineral y en forma orgánica, en todos sus alimentos; los vegetales, en los fosfatos y otros compuestos fosfatados de las tierras de labor, pero como éstas no contienen muchas veces suficiente cantidad de ellos, en *forma fácilmente asimilable* por las plantas, es necesario adicionar los abonos *fosfatados*, como son: el polvo de huesos, los fosfatos naturales o fosforitas y, los más frecuentemente empleados, *superfosfatos* y *escorias Thomas*. Los abonos completos, guanos, estiércoles, etc., contienen siempre materias fosfatadas.

El fósforo puro se extrae, en los laboratorios y en la industria, de los huesos de animales. Ya hemos dicho es sólido, de color blanco algo amarillento, blando como la cera.

Tiene gran avidez por el oxígeno, y, por eso, expuesto al aire, aun a la temperatura ordinaria, se oxida poco a poco, y, aun, si está bastante dividido, o se le frota, o corta, se inflama espontáneamente, es decir, *sin necesidad* de prenderle fuego, (a 60° de temperatura se inflama siempre), ardiendo con luz brillante, y produciendo humos blancos, formados por el cuerpo sólido llamado *anhídrido fosfórico*. Por estas razones, hay que manejar siempre el fósforo con unas pinzas, y nunca con los dedos, y conservarle siempre debajo del agua, en la que es insoluble, por ser peligroso hacer todo eso en el aire. El fósforo, aun debajo del agua, *luce* en la oscuridad (fosforescencia) a causa de la oxidación lenta que sufre.

El fósforo puro es muy venenoso, bastando dosis menores de una décima de gramo para causar la muerte a una persona; sus vapores atacan a los huesos, por lo que se va desterrando su uso en las fábricas de cerillas, a causa de los graves accidentes que producía en los obreros.

Existe una modificación del fósforo muy diferente a la descrita, a pesar de ser los dos fósforo puro; el fósforo en esta segunda forma es llamado *fósforo rojo* o *amorfo*, que es sólido, de color rojo oscuro, no se funde fácilmente, no luce en la oscuridad ni se inflama espontáneamente, y *no es venenoso*.

El fósforo blanco, se transforma, debajo del agua, en fósforo rojo, por la acción de la luz del sol, y también calentándolo durante largo tiempo en aparatos especiales.

El fósforo blanco y su modificación, el fósforo rojo, se usan para la fabricación de cerillas, debiendo preferirse el segundo por no ser venenoso ni de peligroso manejo, como el primero.

CAPITULO XII

Carbono.—Silicio.

Carbono—C—Tetravalente.—El carbono es, por excelencia, con el oxígeno, hidrógeno y nitrógeno, el elemento de los seres vivos; salvo cortísima proporción de materias minerales (cenizas), *todas* las sustancias que constituyen el cuerpo de animales y vegetales, son compuestos de *carbono*. Por eso se dividía la Química en, *Química orgá-*

nica, es decir, Química de las sustancias producidas por los seres vivos (compuestos de carbono) y *Química inorgánica o mineral*. En la actualidad, muchas (no todas) de las sustancias que son producidas por los animales y vegetales, sabemos obtenerlas en los laboratorios, y la división anotada no es aceptada por muchos químicos; pero, sin embargo, se conserva en otra forma, estudiándose siempre aparte de la Química inorgánica, la Química de los compuestos de carbono, cuyo número es enorme, pudiendo clasificarse en series y grupos, tan distintos de los demás cuerpos compuestos, que ya se admita o no la división en cuerpos minerales y orgánicos, es preciso estudiar a los últimos en parte especial y separada del resto de la Química.

El carbono sin combinar, y más o menos puro, tal como se encuentra en la naturaleza o se produce en la industria, se llama *carbón*. Los carbonos se clasifican en *carbonos naturales* y *carbonos artificiales*.

a) CARBONES NATURALES:

Diamante.—Carbono cristalizado; es el más puro de todos los carbonos y el cuerpo más duro que se conoce, por lo que se le emplea para cortar el vidrio, rayar el acero, etc. Es transparente e incoloro, o coloreado por diversas sustancias; convenientemente tallado y pulido, es piedra preciosa de gran valor y estimadísima en joyería.

Grafito o plumbagina.—Es carbón menos puro que el diamante; de color gris, suave al tacto, manchando los dedos y el papel; es completamente opaco, se utiliza en la fabricación de lápices y tiene alguna otra aplicación industrial.

Antracita, Hulla, Lignito. (*Carbón de piedra*). Proceden de restos vegetales que alcanzaron un *desarrollo enorme* en épocas anteriores al Diluvio; los restos de estos vegetales, y aun troncos de árboles enteros, fueron, al parecer, arrastrados por las aguas de lluvias torrenciales, muy frecuentes en aquella época, formándose así grandísimos depósitos, los cuales eran recubiertos por *limos terrosos* en otras avenidas, y así, enterrados, han sufrido una lentísima descomposición y carbonización durante muchos siglos, carbonización por completo análoga, aunque mucho más lenta, a la de un trozo de madera, que hacemos arder con poca aireación, para que no se reduzca a cenizas.

Como de la descomposición lentísima de aquellos restos vegetales, no resulta sólo *carbón*, sino una porción de sustancias de índole muy diversa, se comprende que, el carbón de piedra, sea un carbono muy impuro, y por eso, al destilar la hulla en las retortas especiales de las fábricas de *gas del alumbrado*, se producen, además de éste (mezcla de cuerpos gaseosos combustibles, entre los que están muchos compuestos de carbono e hidrógeno), otros cuerpos gaseosos, como el gas sulfhídrico, amoníaco y gas carbónico, de los que es preciso privar al gas del alumbrado; cuerpos líquidos, como los alquitranes y las aguas amoniacales, y queda como residuo sólido el

carbón de *cok*, el cual contiene, solamente, carbono puro y las materias minerales no volátiles (cenizas). De los cuerpos que resultan, como subproductos, de la fabricación del gas del alumbrado, se derivan infinidad de sustancias, utilísimas para la agricultura (el sulfato amónico, empleadísimo como abono; los azufres grises de que hemos hablado, etc.) y para la industria (el ácido fénico, la bencina, los lubricantes minerales, la anilina, los colorantes minerales, etcétera, etc.).

La *antracita* es un carbón duro, compacto, de un color negro brillante; es el carbón de piedra más puro, y contiene pequeña cantidad de materias volátiles. Es combustible que da mucho calor.

Las *hullas*, de estructura menos compacta y de color negro menos brillante que la antracita, se clasifican en muchas clases, según la cantidad de gases y materias volátiles que pueden proporcionar, o según su rendimiento en carbón de *cok*, destinándose las más ricas en materias volátiles, a la fabricación del gas del alumbrado.

El *lignito* es el carbón de piedra a que se atribuye origen más moderno; es carbón aún más impuro que la hulla, no empleándose casi nunca como combustible.

Turba.—Es un carbón sumamente impuro, que procede de restos de vegetales, que crecen en sitios muy húmedos, en donde están sufriendo una descomposición y carbonización lentas. En los países en donde existen *turberas*, la emplean como cama para el ganado, para lo que es excelente, pues, por el carbón que contiene, tiene gran poder de absorción de los cuerpos gaseosos y de los malos olores; también se emplea alguna vez como combustible, pero produce poco calor (dos veces y media menos que la hulla, por término medio), menos que la leña bien seca.

b) CARBONES ARTIFICIALES.

Cok.—Es el residuo que queda de la hulla después de *destilarla* y privarla de las materias gaseosas y volátiles que contiene; es un carbón poroso, bien conocido, pues se emplea mucho como combustible, sobre todo en chimeneas y estufas, dentro de las habitaciones, porque no ensucia las salidas de humos, a causa de carecer de materias volátiles. Da mucho calor, que se calcula, por término medio, en $\frac{13}{14}$ del calor que proporciona la hulla.

Carbón de retorta.—Se llama así al carbón que queda adherido a las paredes de las retortas, en la fabricación del gas del alumbrado, y que procede de la descomposición, por el calor, de algunos compuestos de carbono e hidrógeno de los que constituyen este gas. Es un carbón poroso, muy duro y pesado; se le utiliza en las pilas eléctricas y en los laboratorios.

Carbón de madera.—Se produce al *carbonizar* la madera, para descomponer las sustancias que la forman, produciéndose gases combus-

tibles y sustancias líquidas volátiles, y quedando como residuo el carbón. Podemos fabricar, en pequeña escala, en nuestro laboratorio, el carbón de madera, poniendo en un crisol o cápsula de porcelana, de tierra refractaria o de barro, unas astillitas, virutas o serrín de madera, que se cubren con una capa de arena; el crisol se calienta sobre ascuas, o colocándolo sobre un mechero, y veremos como se desprenden de él humos, que arden, si se les aproxima una cerilla, comprobándose así su combustibilidad; al cabo de cierto tiempo la madera se habrá *carbonizado*.

En la práctica, se fabrica el carbón de madera en pleno campo, colocando la leña en montón recubierto de tierra, y dejando entre el montón algún respiradero. Se prende fuego al montón de leña, así preparado, y se regula la combustión, abriendo respiraderos cada vez más bajos, en el montón, y cuando el humo sale claro, lo que ocurre al cabo de varios días, se tapan todos los respiraderos, y, después de esperar algún tiempo, se deshace el montón y se separa la madera bien carbonizada de los *tizones* o trozos mal quemados. Por este procedimiento se desperdicia bastante madera, y, además, se dejan perder todas las sustancias gaseosas (análogas al gas del alumbrado) y volátiles, que se producen durante la operación, entre las que se encuentran muchas que tienen numerosas aplicaciones, como los *alquitranes de madera*, el *alcohol metílico* (espíritu de madera), el *ácido acético*, etc. Para aprovechar todos estos productos, es preferible el procedimiento de fabricación, que consiste en colocar la madera en una caldera perfectamente cerrada; en la cual, mediante el calor, se descompone y carboniza; los productos de esta *destilación seca* (así se denomina), pasan por una serie de tubos, rodeados de otros por los que circula agua fría, refrigerándose, y condensándose los productos volátiles, *los cuales se recogen* y purifican aisladamente; los cuerpos gaseosos pasan al hogar y se queman en él, ahorrando otro combustible y calentándose en parte la caldera, a expensas de estos gases que la misma madera produce.

Carbón o negro animal.—Se produce calcinando, para carbonizarlos, los huesos y otros restos de animales; se obtiene de este modo un carbón muy impuro, que es preciso lavar con algún ácido (generalmente, ácido clorhídrico) que disuelva muchas sustancias minerales que acompañan al carbón (principalmente carbonato de cal y fosfato de cal), acabando por lavar el carbón con mucha agua. El carbón animal, y también el carbón de madera, tienen la notable propiedad de absorber (sin combinarse con ellos), grandes cantidades de cuerpos gaseosos, materias colorantes y algunas sustancias salinas. Podemos comprobarlo con algunas experiencias.

Primera experiencia — *El carbón vegetal y el negro animal absorben los gases.*—Incidentalmente dijimos, al definir lo que se entiende por combinación química, que el azufre y el hierro se combinaban

produciendo el cuerpo llamado *sulfuro de hierro*, el cual, al adicionarle ácido clorhídrico (u otro ácido fuerte), desprenderá un gas de olor repugnante, a huevos podridos, llamado *gas sulfhídrico*. Coloquemos un poco de sulfuro de hierro en un tubo de ensayo, o en un matraz, tapados con tapón de caucho agujereado y atravesado por un tubo de vidrio doblado, que va a parar al fondo de un vaso de agua destilada (formando un aparato análogo al de la figura 18, en el que separamos la probeta o tubo de recoger gases); destapando un momento el tubo o matraz, agreguemos, sobre el sulfuro de hierro, un poco de ácido clorhídrico comercial, volviendo a tapar inmediatamente, y se observará que en seguida se produce un desprendimiento de gas sulfhídrico, que, pasando por el tubo de vidrio, va a burbujear al agua del vaso, en la que se disuelve, comunicándola su repugnante olor. Obtenida así una disolución de gas sulfhídrico en agua, si echamos en ella *negro animal*, o simplemente *carbón de madera* (carbón de encina, por ejemplo, bien pulverizado y en tanta mayor cantidad cuanto más fuerte sea el olor del agua que lleva disuelto el citado gas, observaremos que, después de esta adición, desaparece por completo el repugnante olor; *el carbón ha absorbido el gas sulfhídrico que le producía*. Aprovechando esta propiedad del carbón vegetal y del negro animal, se usan éstos alguna vez para evitar los malos olores de alcantarillas, pozos negros, etc.

Segunda experiencia.—El carbón vegetal y el negro animal absorben las materias colorantes.—Tomemos un poco de vino tinto (unos 50 centímetros cúbicos), y adicionémosle un par de cucharadas de *negro animal*, agitemos con una varilla de vidrio y filtremos por un papel de filtro; el líquido que pasa es completamente incoloro y transparente, como el agua; el negro animal ha retenido todo el color (1). Hay que advertir que el carbón animal, no sólo ha absorbido en este caso el color del vino, sino los aromas, y en parte, o en totalidad, algunas otras sustancias, como el tanino y muchas sales, y si probamos el vino así decolorado, lo encontraremos muy insípido y sin ningún *bouquet*. Esta propiedad del negro animal (y de los carbonos vegetales) tiene utilidad en Enología, para decolorar parcialmente (usando pequeñas cantidades de negro para no alterar sensiblemente los gustos y aromas) los vinos y vinagres, y en análisis de vinos para preparar éstos para algunas determinaciones (la del azúcar y la de los cloruros).

(1) En algunos vinos muy tintos y alcohólicos, la decoloración total no es fácil, y requiere mucha cantidad de carbón animal; en estos vinos, se facilita mucho su total decoloración, calentándolos en una cápsula sobre baño-maría, hasta reducir su volumen a la mitad, con lo que eliminamos por completo el alcohol. Dejando luego enfriar, y añadiendo agua para restablecer el volumen primitivo del líquido, éste se decolora ya con gran facilidad. En algunas operaciones de análisis de vinos que requieren decolorarlos con negro animal, es conveniente tener en cuenta lo que acabamos de apuntar.

Tercera experiencia.— *El carbón vegetal y el negro animal absorben y retienen algunas sales.*—Tomemos una pequeña cantidad de cristales de sulfato de cobre (sal muy usada en Viticultura, en los tratamientos contra el mildiu), y disolvámosla en bastante agua, por ejemplo, un gramo de sulfato en 150 cc. ó 200 cc. de agua; la solución tiene un color azul bien marcado. A esta solución le añadimos un par de cucharadas de negro animal en polvo, agitándolo con una varilla para mezclarlo bien, y filtramos por filtro de papel, colocado sobre un embudo de vidrio. Si se ha puesto suficiente cantidad de negro animal, veremos que en el líquido filtrado no se nota el color azul del sulfato de cobre, sino que es completamente incoloro, habiendo quedado *retenido* todo por el negro animal, que queda sobre el filtro de papel.

Negro de humo.—Cuando se queman con poca aireación, es decir *con poco tiro*, algunas sustancias muy ricas en carbono, como los aceites, las resinas, la bencina, petróleos, etc., se produce un humo muy espeso y negro, compuesto de *carbón* en polvillo finísimo, que puede recogerse cortando la llama con un objeto frío, como un trozo de vidrio o porcelana, sobre los cuales se deposita. A este carbón se le llama *negro de humo*, y el hollín de las chimeneas no es más que este *negro*. más o menos puro. En la industria se fabrica para utilizarlo en la preparación de tintas (tinta china) y barnices.

Enumeradas las principales clases de carbones naturales y artificiales, y sus propiedades y usos más interesantes para nuestro objeto, sólo nos resta decir, para acabar el estudio del cuerpo simple *carbón*, que puesto que todas las sustancias orgánicas lo contienen, podrían caracterizarse *muchas de ellas*, distinguiéndolas de los *cuerpos minerales*, en que colocándolas, si son sólidas o líquidas, en una cápsula o tubo de ensayo, y calentándolas sobre una lamparilla o mechero, se descompondrán, quedando como residuo *carbón*. Es lo que podemos comprobar para la harina, el azúcar (que así tratado da un carbón ligero, poroso, muy brillante y muy puro), los ácidos tártrico y cítrico, tanino, etc., etc. Las sustancias minerales (sal común, sulfato de cobre, etc., etc.), podrán fundirse, descomponerse o no, vaporizarse, etc., al calentarlas, pero no nos darán ese residuo de carbón.

Hay que advertir, sin embargo, que existen bastantes sustancias orgánicas, que al calentarse se evaporan antes de descomponerse, o se descomponen en cuerpos gaseosos, en los que el carbono está combinado con otros cuerpos simples, y en estos casos no se observa el residuo de carbón; es decir, que si al calentar una sustancia se carboniza, podemos afirmar que es una sustancia *orgánica* (es decir, un compuesto de carbono), pero si no se *carboniza*, no podemos saber, por esta sola razón, si es *orgánica* o *mineral*.

Silicio — Si — Tetravalente.— El silicio es un cuerpo simple que nunca se encuentra libre en la naturaleza, y que, en tal estado, no tiene para nosotros interés ni

aplicación ninguna. Por el contrario, combinado con el oxígeno, o con el oxígeno y otros cuerpos, forma cuerpos compuestos (sílice y silicatos) abundantísimos, y que constituyen en gran proporción las tierras y muchas rocas.

El silicio puro es un cuerpo sólido, de color pardo-grisáceo obscuro.

CAPÍTULO XIII

Manera de nombrar los cuerpos compuestos y propiedades fundamentales que sirven para agruparlos.

Como los cuerpos simples son relativamente poco numerosos, no es difícil recordar sus nombres; pero no ocurre lo mismo con los cuerpos compuestos, que son de tal modo numerosos, que si no los agrupásemos, según sus principales propiedades, dando reglas claras para nombrar a los de cada grupo, no habría memoria humana capaz de retener tantísimos nombres. Además, continuamente se estudian nuevos compuestos, y habría que inventar designaciones nuevas, lo que complicaría de tal modo el estudio de la Química, y llevaría a ella tal confusión, que sería punto menos que imposible, un mediano conocimiento de esta ciencia. Es, pues, preciso conocer las reglas, según las cuales se nombra a cada cuerpo compuesto, y tener idea concreta de algunas de sus principales propiedades, con sólo conocer el nombre con que se le designe en Química. Estudiaremos aparte, dado su enorme número y sus especiales propiedades, el modo de dar nombre a los cuerpos orgánicos (compuestos de carbono), indicando aquí solamente la nomenclatura de los compuestos inorgánicos o minerales (ver nomenclatura de los cuerpos orgánicos en el Capítulo XXVIII).

a) *Ácidos, bases y sales.*—Entre los cuerpos compuestos, los tres grupos que acabamos de nombrar tienen gran importancia, no sólo para el químico, sino en todas las aplicaciones prácticas.

Llamamos *ácidos*, a cuerpos compuestos que contienen siempre hidrógeno, muchas veces oxígeno y otro u otros cuerpos, generalmente metaloides; pueden presentarse en estado *sólido*, *líquido* o *gaseoso*, pero se disuelven siempre en el agua, siendo su disolución de sabor *ácido*, como su nombre indica, y volviendo de color rojo a la tintura o papel azul de tornasol (1) y (2).

(1) La tintura de tornasol es una tintura vegetal que se extrae de ciertos líquenes, por procedimientos que no necesitamos describir, pues esta tintura se encuentra corrientemente en el comercio.

El papel tornasol se prepara empapando tiras de papel de filtro en la tintura azul, o virada al rojo por pequeñísimas cantidades de ácido, y dejándolas secar al aire; es de un empleo comodísimo, y por eso es más usado que la tintura. El buen papel tornasol azul, debe virar al color rojo, al mojarlos en líquidos ácidos extremadamente diluf-

LAS BASES O HIDRÓXIDOS, son combinaciones de un *metal*, con *oxígeno* e *hidrógeno*, entrando siempre estos dos elementos formando el grupo (OH), que hemos llamado *oxhidrilo* (ver nota de la página 70), y, por lo tanto, en la proporción de sus pesos atómicos. Sus disoluciones en agua, tienen un sabor acre y cáustico y devuelven el color azul intenso a la tintura y al papel de tornasol, enrojecidos por los ácidos (1).

Se nombran los ÁCIDOS de modo distinto, según que no contengan o contengan oxígeno; a los primeros, llamados en conjunto *hidrácidos*, se les designa por la palabra *ácido*, seguida del nombre del metaloide que entra a formarles, terminando en las sílabas *hidrico*. Por ejemplo:

El cloro y el hidrógeno, forman el *ácido clorhídrico*. Fórmula ClH.

El bromo y el hidrógeno, forman el *ácido bromhídrico*. Fórmula BrH.

El yodo y el hidrógeno, forman el *ácido yodhídrico*. Fórmula IH.

El fluor y el hidrógeno, forman el *ácido fluorhídrico*. Fórmula FH.

El azufre (*sulfur*, en latín) y el hidrógeno, forman el *ácido sulfhídrico*. Fórmula SH₂.

Los ácidos que contienen *oxígeno*, se nombran anteponiendo la palabra *ácido* al nombre del metaloide que entra en su composición, cambiando su terminación por la sílaba *ico*, si el metaloide forma parte de un sólo ácido, y por las de *oso* o *ico*, si forma dos ácidos diferentes, terminándose la palabra por la sílaba *oso*, para designar, entre los dos ácidos formados, al que contiene *menos oxígeno*, y la sílaba *ico* para nombrar al ácido más rico en oxígeno. Por ejemplo, el

dos, e inversamente, recobrar el color azul con disoluciones diluidísimas de una base. El comercio expende papel tornasol bien sensible, y por eso tampoco damos detalles de su preparación.

(2) Actualmente se sabe, que al disolver un ácido en agua, un número mayor o menor de sus moléculas se divide en partes (iones), que quedan libres en el líquido (ver página 39), siendo precisamente una de estas partes o *iones* el *hidrógeno* (llamado en este estado *hidrogenión*), que es el que les comunica su carácter *ácido*. Un ácido será, por lo tanto, más o menos *fuerte*, según que sus moléculas se disocian, en las disoluciones, en mayor o menor proporción, y así se comprende que muchos cuerpos que contienen hidrógeno no sean *ácidos* (el agua, por ejemplo), y que algunos ácidos que contienen mucho hidrógeno no sean muy ácidos, porque sus moléculas se disocian en pequeña proporción, y aun en ciertos ácidos, algunos de los átomos de hidrógeno que contienen, no pueden formar hidrogeniones, y, por lo tanto, no tienen el carácter ácido, ni pueden sustituirse por metales en las reacciones que veremos dan origen a los cuerpos llamados sales.

(1) Las bases, químicamente, están caracterizadas por el grupo *oxhidrilo* (OH) unido a un metal, y a este grupo deben sus fundamentales propiedades. De un modo análogo a lo indicado para los ácidos en la nota anterior, al disolver en agua una base, cierta proporción de sus moléculas se divide en partes o *iones*, que quedan libres, siendo una de estas partes, precisamente, el grupo (OH), y siendo la base más o menos fuerte, es decir, teniendo más o menos acusadas las propiedades que caracterizan a estos cuerpos, tal como la de azulear más o menos intensamente el papel tornasol, etc., según que sea mayor o menor el número de grupos (OH) libres en la disolución acuosa.

nitrógeno forma dos oxácidos principales: el *ácido nitroso* (NO_2H), que contiene menos oxígeno y el *ácido nítrico* (NO_3H), más oxigenado, como se ve en la fórmula.

En muchos casos, un mismo metaloide puede formar, con el oxígeno e hidrógeno, más de dos ácidos, y en ese caso se usan las sílabas *hipo* y *per*, que se anteponen al nombre del metaloide terminado en *oso* o *ico*, como hemos dicho antes, indicando las sílabas *hipo*, menor cantidad de oxígeno, y la sílaba *per* mayor riqueza en este elemento. Combinando estas sílabas adicionales, pueden, por lo tanto, nombrarse sencillamente seis ácidos de un mismo metaloide, *caso de que existan*. Citaremos algunos ejemplos:

Acido hiposulfuroso (SO_2H_2).	} (Nótese en las fórmulas la creciente proporción de oxígeno, a la que corresponde la denominación de cada ácido).
Acido sulfuroso (SO_3H_2).	
Acido sulfúrico (SO_4H_2).	
Acido persulfúrico (SO_4H).	
Acido hipofosforoso (PhO_2H_2).	} (Hágase igual observación que para el grupo anterior).
Acido fosforoso (PhO_3H_3).	
Acido fosfórico (PhO_4H_3).	

Por último, cuando alguno de estos ácidos pierde, por operaciones químicas, parte de sus oxígeno e hidrógeno, en forma de agua, se designa al ácido que resulta, con las sílabas *piro* y *meta*, antepuestas al nombre indicador del metaloide. Por ejemplo:

Acido *pirofosfórico* ($2\text{PhO}_4\text{H}_3$ menos $\text{H}_2\text{O} = \text{Ph}_2\text{O}_7\text{H}_4$).

Acido *metafosfórico* (PhO_4H_3 menos $\text{H}_2\text{O} = \text{PhO}_3\text{H}$).

LAS BASES, mejor llamadas en Química *hidróxidos*, se designan por esta palabra, seguida del nombre del metal que entra a formarlas, precedido de la palabra *de*, o terminado en la sílaba *ico*. Si un mismo metal, forma dos hidróxidos diferentes, su designación se compone de la palabra *hidróxido*, seguida del nombre del metal componente, terminado por las sílabas *oso* o *ico*, según que la proporción relativa de oxígeno sea menor o mayor con respecto al metal. Por ejemplo:

Hidróxido de potasio, o *hidróxido potásico* = $\text{K}(\text{OH})$, vulgarmente llamado *potasa cáustica*.

Hidróxido de sodio o *hidróxido sódico* = $\text{Na}(\text{OH})$, vulgarmente llamado *sosa cáustica*.

Hidróxido de calcio o *hidróxido cálcico* = $\text{Ca}(\text{OH})_2$, vulgarmente llamado *cal apagada*.

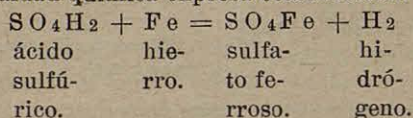
Hidróxido ferroso = $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Hidróxido fèrrico = $\text{Fe}_2(\text{OH})_6$, etc., etc.

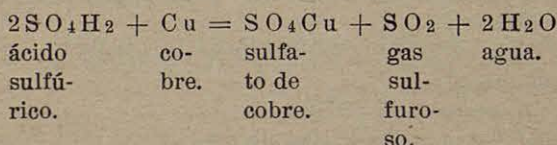
LAS SALES son compuestos que pueden considerarse derivados de los ácidos, sustituyendo en ellos (mediante reacciones químicas que en seguida explicaremos), *todo* o *parte* del hidrógeno que dichos ácidos contienen, por un metal. El sabor de las sales puede no ser *ácido* ni *cáustico*, o por lo menos es menos acentuado que los sabores respectivos de los ácidos y bases de que procede.

Hagamos algunas experiencias sencillas, que nos servirán para explicar importantes reacciones químicas, en las que se forman diferentes sales. Tomemos un poco de limaduras de hierro o unos

cuantos clavos pequeños, de los llamados *puntas de Paris*, y pongámosles en una cápsula de porcelana, adicionando ácido sulfúrico diluído en agua (al 10 por 100, por ejemplo). Veremos que se produce una viva efervescencia, por desprenderse un gas, que podríamos recoger, comprobando, por sus propiedades, que es el *hidrógeno*; el hierro se disuelve en el ácido, quedándonos un líquido de color verdoso claro, que si se calienta para evaporar la mayor parte, deja depositar *cristales de color verdoso*, de la sal, bien conocida de los viticultores, llamada *sulfato ferroso* (caparrosa verde). En esta reacción, y en muchas análogas, el ácido ataca al metal, el cual sustituye al hidrógeno en la composición del ácido; el hidrógeno se desprende. La siguiente igualdad química expresa esta reacción:



Si en la experiencia anterior, ponemos, en vez de las limaduras de hierro, un poco de *cobre* en virutas o torneaduras, o, más sencillamente, una moneda bien limpia de este metal, y, en vez del ácido sulfúrico diluído, le añadimos *concentrado*, y calentamos poco a poco la cápsula para favorecer la reacción, veremos que el ácido ataca al metal, que se disuelve, resultándonos un líquido de color azul, que si se calienta (por ejemplo sobre un baño-maría), para concentrarlo, dejará depositar, al enfriarse, cristales de color azul intenso de la sal llamada *sulfato de cobre*, utilísima en Viticultura. En esta segunda experiencia, el metal *cobre* sustituye al hidrógeno del ácido sulfúrico, pero no se desprende el gas *hidrógeno* como en la anterior, sino que este gas reacciona con el ácido sulfúrico sobrante, produciendo agua y *gas sulfuroso*, haciéndose notar este último por su olor conocidísimo de todo bodeguero. En resumen, la reacción en este caso es la siguiente:



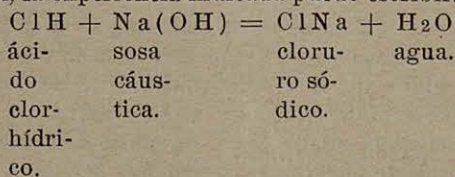
Las dos experiencias anteriores, nos indican un método que permite obtener *muchas sales*. *Ciertos ácidos atacan a muchos metales, produciéndose la sal correspondiente e hidrógeno*, que unas veces se desprende libre y otras reacciona con los cuerpos que están presentes, como en la segunda de las experiencias explicadas.

Sigamos efectuando experiencias sencillas de obtención de *sales*. Pongamos en un vasito un trocito pequeño de *sosa cáustica* y disolvámoslo en bastante agua. En una bureta ponemos ácido clorhídrico puro, diluído en agua, y lo dejamos caer gota a gota sobre la solución

de sosa contenida en el vasito; antes de adicionar el ácido, podemos mojar, en la solución de sosa cáustica, un trocito de papel tornasol rojo, y comprobar que su color pasa al azul *bien intenso*, porque ya sabemos que la sosa cáustica es *una base*; después de cada adición de ácido, volvamos a mojar, en el líquido del vasito, nuevas tiritas de papel tornasol rojo, y notaremos que cada vez se vuelve menos azul, y si vamos haciendo muy poco a poco (al final gota a gota), las adiciones de ácido clorhídrico, podremos llegar fácilmente a que ni el papel tornasol rojo ni el papel tornasol azul cambien su respectivo color al mojarlos en el líquido, que entonces no contendrá ni *ácidos* ni *bases libres*. Si, en ese estado de la experiencia, probamos una gota del líquido, notaremos su sabor francamente *salado*, y si evaporamos la mayor parte, en una cápsula colocada sobre un baño-maría, y dejamos enfriar, se depositarán cristales de una sal, que nos será muy fácil reconocer por su aspecto, sabor y demás propiedades, puesto que es la *sal común de cocina*, o *cloruro sódico*, como se denomina en Química (1).

Si en lugar de suspender las adiciones de ácido clorhídrico en el punto que hemos indicado, hubiéramos seguido echando ácido, aunque no fuera más que una o dos gotas más, habríamos visto cómo una tirita de papel tornasol azul se volvía de color rojo al mojarla en el líquido, indicándonos la presencia de un *ácido libre*.

Expliquemos esta reacción, que como todas *las análogas* tiene para nosotros gran interés. Mezclando un *ácido* con una *base* o *hidróxido*, todo o parte del hidrógeno del primero se combina con el oxígeno e hidrógeno (*oxhidrilo*), de la segunda, formándose agua como consecuencia, el metal de la base sustituye en todo o en parte al hidrógeno, y en definitiva resultan formados los cuerpos, *agua* y la *sal* correspondiente. Así, la experiencia indicada puede escribirse:



Estas reacciones entre ácidos y bases son tan generales, que nos servirán para medir las cantidades de ellos, que puedan existir en un líquido (acidimetría y alcalimetría), y determinaciones tan corrientes en una bodega, como la de la acidez de los mostos y vinos, no son más que aplicaciones de estas reacciones entre ácidos y bases.

(1) En esta experiencia, si queremos probar la sal producida, hay que emplear *ácido clorhídrico puro*, tal como se vende para los laboratorios, y *nunca* el ácido clorhídrico comercial, de color amarillo, muy impuro, que puede contener sustancias venenosas.

En el lenguaje corriente, y aun en el químico, se dice que las *bases* neutralizan a los *ácidos*.

Si nos fijamos en las definiciones dadas para las *sales*, vemos que en ellas se dice que, para formar una sal, se sustituye *todo* o *parte* del hidrógeno de los ácidos por un metal. En el caso de sustituirse, en la reacción correspondiente, todo el hidrógeno que es posible sustituir por el metal, la sal formada se llama *sal neutra*, o simplemente *sal*; pero si el metal no sustituye a todo este *hidrógeno*, la sal conservará carácter ácido, aunque más débil que en el ácido puro, y se llamará *sal ácida*. Por ejemplo, en el ácido sulfúrico de fórmula SO_4H_2 , puede sustituirse todo su hidrógeno por el metal *potasio*, formándose la sal neutra llamada sulfato potásico (SO_4K_2); pero también puede, por reacciones apropiadas, quedar exceso de *ácido* y no sustituirse en éste más que uno de sus hidrógenos, por el metal potasio, formándose el sulfato ácido de potasio o *bisulfato potásico* (SO_4KH). Entre las sales ácidas, más conocidas del bodeguero, están el *bisulfato potásico* y el *bitartrato potásico* o tartrato ácido de potasio (llamado comúnmente *cremor tártaro*, o simplemente *tártaro*). Es evidente, que los ácidos que llevan en su fórmula un solo átomo de hidrógeno, no podrán formar sales ácidas, ya que es imposible sustituir *parte* de un átomo por un metal, puesto que suponemos a los átomos indivisibles. Así, por ejemplo, el ácido clorhídrico (ClH), el ácido nítrico (NO_3H), etc., no pueden dar más que sales *neutras*, como el cloruro sódico (ClNa), el nitrato sódico (NO_3Na), etc.

En algunos casos, no muy frecuentes, ni muy interesantes para nuestro especial objeto, existe en la sal exceso de base, es decir, de algunos de los grupos de oxhidrilos (OH), que caracterizan a estos últimos cuerpos, y en este caso la sal conserva el carácter y propiedades fundamentales de las *bases*, y se denomina *sal básica*. El nitrato básico de plomo ($\text{NO}_3\text{Pb}(\text{OH})$), es un ejemplo de esto.

Para dar nombre a las sales, se empieza por la palabra que distingue al ácido de que proceden, cambiando su terminación, que será para la sal: la sílaba *ato*, si el nombre del ácido de que procede termina en la sílaba *ico*; la sílaba *ito*, si el nombre del ácido de que procede termina en la sílaba *oso*, y la sílaba *uro*, si el nombre del ácido de que procede termina en las sílabas *hídrico*. A este nombre, seguirá el del metal, precedido de la palabra *de*, o terminado en la sílaba *ico*.

Ejemplos:

Sulfato de sodio o *sulfato sódico*, sal derivada del ácido *sulfúrico*.

Nitrato de sodio o *nitrato sódico*, sal derivada del ácido *nítrico*.

Sulfato de potasio o *sulfato potásico*, sal derivada del ácido *sulfuroso*.

Nitrito de sodio o *nitrito sódico*, sal derivada del ácido *nitroso*.

Cloruro de calcio o *cloruro cálcico*, sal derivada del ácido *clorhídrico*.

Yoduro de potasio o *yoduro potásico*, sal derivada del ácido *yodhídrico*.

drico, etc. Con este modo de expresión no puede haber duda acerca del ácido de que procede la sal que se cita.

En los casos en que un mismo ácido y un mismo metal puedan formar más de una sal neutra, por entrar el metal, en cada una, en diferente proporción (lo que ocurre en los metales que pueden tener dos *valencias* distintas), se termina el nombre del metal, al designar ambas sales, por las sílabas *oso*, *ico*, empleando la primera terminación para la sal que contenga menor proporción relativa de metal. Por ejemplo:

Cloruro *ferroso* ($\text{Cl}_2 \text{Fe}$)

Cloruro *férico* ($\text{Cl}_3 \text{Fe}$)

Sulfato *ferroso* ($\text{SO}_4 \text{Fe}$)

Sulfato *férico* ($\text{SO}_4)_3 (\text{Fe}_2)$, etc.

Las sales ácidas se nombran igualmente que las sales neutras, indicando únicamente esta cualidad al citar su nombre, o anteponiéndole la sílaba *bi*. Por ejemplo:

Tartrato ácido de potasio o Bitartrato potásico (Crémor tártaro).

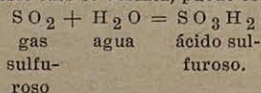
Sulfito ácido de potasio o Bisulfito potásico.

b).—*Cuerpos compuestos de sólo dos elementos simples*.—Las combinaciones del oxígeno con otros cuerpos simples, son numerosísimas, y muchas de ellas de gran interés. Veamos aquí cómo se les da nombre, pero para fijar más las ideas, empecemos por hacer dos experiencias bien sencillas:

Primera experiencia.—Dentro de un frasco de boca ancha, quememos un poco de azufre, introduciendo en el frasco un azufrín o mecha azufrada encendidos: el frasco se llenará de *gas sulfuroso*, que ya sabemos es un cuerpo compuesto de *oxígeno y azufre* (SO_2); echamos en el frasco un poco de agua, le tapamos con un buen tapón y le dejamos algún tiempo, para dar lugar a que el gas sulfuroso se disuelva en el agua; si, entonces, mojamos en ella un trocito de papel tornasol azul, le veremos volverse rojo, indicándonos que se ha formado un ácido: el ácido sulfuroso (1).

Segunda experiencia.—Tomemos un poco de *cal viva*, cuerpo que veremos más adelante que está compuesto del metal calcio y el oxígeno (su fórmula es CaO), pongámosla en una cápsula de porcelana, en un vasito, o sencillamente en una cazuela, y reguémosla con poca agua: la cal viva se hincha, se calienta mucho, y se convierte en un polvo muy fino, que con más agua forma lechada. Lo que hemos

(1) La reacción que en este caso se verifica, puede escribirse así:



hecho es simplemente la operación de *apagar la cal*, como la hacen los albañiles. Si introducimos en la cal apagada, o en la lechada de cal, un trocito de papel tornasol rojo, se volverá intensamente azul, indicando la presencia de una base (1).

Vemos, pues, que hay dos clases bien distintas de cuerpos compuestos de oxígeno y otro cuerpo simple; unos, como el gas sulfuroso, dan con el agua un *ácido*; otros, como la cal viva, *no dan ácidos* con el agua y producen *bases*, o no reaccionan, o lo hacen de diferentes maneras, pero no dan un sólo ácido, derivado del cuerpo oxigenado en su reacción con el agua, como en la primera experiencia. A los primeros se les llama *anhídridos*, y se les nombra por esta palabra, seguida de las mismas designaciones empleadas para los ácidos que originan. Por ejemplo, el verdadero nombre del gas sulfuroso es *anhídrido sulfuroso*, el del gas carbónico (tufo de las bodegas), será *anhídrido carbónico* (CO_2), etc. A los cuerpos oxigenados que, como la cal viva, no producen un ácido con el agua, se les denomina *óxidos*, siguiendo a esta palabra el nombre del otro cuerpo simple que está combinado con el oxígeno, terminado en la sílaba *ico*, o en una de las dos *oso*, *ico*, si el elemento de que se trata forma más de un óxido, conservando estas sílabas finales la misma significación de menor a mayor proporción de oxígeno, respectivamente, como en los nombres de ácidos, bases y sales. Por ejemplo:

óxido de potasio u óxido potásico = K_2O
 óxido de calcio u óxido cálcico = CaO (cal viva)
 óxido ferroso = FeO
 óxido férrico = Fe_2O_3
 óxido nitroso = N_2O
 óxido nítrico = NO , etc.

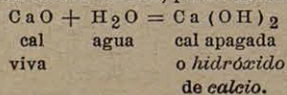
Algunas veces se nombran los óxidos anteponiendo a la palabra *óxido* las sílabas *mono*, *bi*, *tri*, *tetra*, que significan, respectivamente, uno, dos, tres y cuatro, indicando el número de átomos de oxígeno que entran en la combinación, y las sílabas *sesqui*, que significan *vez y media*, indicando la relación del número de átomos de oxígeno al número de átomos del otro cuerpo que con él está combinado: ejemplos:

Bióxido de manganeso, vulgarmente llamado jabón de vididrieros (MnO_2).

Sesquióxido de hierro u óxido férrico (Fe_2O_3), etc.

Finalmente, los cuerpos compuestos de dos elementos, en que ninguno de ellos es el oxígeno, se denominan nombrando primero el metaloide o cuerpo en que los caracteres de metaloide están más marcados, terminado en la sílaba *uro*, seguido del nombre del cuerpo con él combinado. Las sílabas finales *ico*, *oso*, y las *mono*, *sesqui*,

(1) La reacción que en este caso se verifica, puede escribirse:



bi, tri, tetra, conservan su significación, refiriéndose a las proporciones del metaloide o del cuerpo que tiene más caracteres de tal, entre los dos que entran en la combinación.

Cuando, para formar un cuerpo, se unen varios metales, el cuerpo se llama *aleación*. Por ejemplo, el bronce es una *aleación* de cobre, zinc y estaño, en proporciones diferentes. Si uno de los metales es el mercurio, el cuerpo se denomina *amalgama*, en vez de *aleación*. Por ejemplo, amalgama de oro, amalgama de plata, etc., significan compuestos de mercurio y oro, mercurio y plata, etc., (1).

Observaciones sobre la reacción, ácida o básica, de las soluciones en agua de ciertas sales neutras.—Disolvamos en agua destilada unos cristales de la sal llamada *sulfato de cobre* (SO_4Cu); si mojamos en la solución una tirita de papel tornasol azul, se volverá rojo, indicándonos la presencia de un *ácido libre*; sin embargo, el sulfato de cobre no es una sal *ácida*, según se ve por su fórmula. Por el contrario, si disolvemos en agua destilada un poco de carbonato de sodio, llamado vulgarmente *sosa comercial* o *cristales de sosa* (CO_3Na_2), sal también neutra, podemos observar que un papel rojo tornasol azulea fuertemente al sumergirlo en la disolución, marcando la presencia de una base *libre*, a pesar de que el carbonato sódico no es una sal básica, propiamente hablando. Estos hechos no son especiales al sulfato de cobre y al carbonato sódico, sino que se verifican en otras sales neutras, tales como el cloruro férrico (Cl_3Fe), que da, en solución en agua, reacción ácida; los silicatos de sodio y potasio, llamados *vidrios solubles* (que se emplean para revestir el interior de las cubas y tinos de cemento), que dan fuerte reacción básica, etc., etc.

Esta aparente anomalía se explica, teniendo en cuenta (ver página 39) que muchos cuerpos compuestos, al disolverse en el agua, disocian sus moléculas en partes más sencillas; estas partes pueden reaccionar con el agua, produciendo ácidos y bases, y en la generalidad de las sales neutras, estos ácido y base, así producidos, vuelven a combinarse instantáneamente, regenerando constantemente la sal, y estableciéndose el equilibrio entre la disociación y la combinación, de tal manera, que nosotros no notamos la presencia de ácido ni de base libre ninguna; pero en las sales citadas, se producen un ácido muy enérgico y una base muy débil (por ejemplo, en el sulfato de cobre, el *ácido sulfúrico* y el *hidróxido cúprico*), o, por el contrario, un ácido muy débil y una base muy enérgica (en el carbonato de sodio o sosa comercial, el *ácido carbónico* y la *sosa cáustica*), y aunque el ácido y la base tienden a unirse para regenerar la sal, es claro que la solución marcará la reacción ácida en el primer caso, y básica en el segundo. Este fenómeno es llamado por los químicos *hidrolisis*, y,

(1) Dada la índole elemental, y el especial carácter de esta obra, no entramos en detalles de la verdadera constitución de las *aleaciones*,

En este momento se lee en la bureta el número de centímetros cúbicos gastados; sean, por ejemplo, 5,5. Diremos: estos 5,5 centímetros cúbicos contienen $0,049 \times 5,5 = 0,2695$ gramos de ácido sulfúrico (puesto que 1 cc. contiene 0,049 gramos), y como 49 gramos de ácido sulfúrico neutralizan a 40 gramos de sosa cáustica, 0,2695 gramos de ácido sulfúrico *han neutralizado* a x gramos de sosa cáustica, y formaremos la siguiente proporción:

$$49 : 40 :: 0,2695 : x$$

$$x = \frac{40 \times 0,2695}{49} = 0,22 \text{ gramos de sosa,}$$

que serán exactamente los contenidos en la solución.

Estas determinaciones se llaman *alcalimetrías* (medida de los álcalis o bases).

Si en vez de querer conocer la cantidad de *bases* que hay en una solución de ellas, quisiéramos averiguar cuánto ácido sulfúrico había en un líquido que lo contenga, procederíamos análogamente, pero en la bureta pondríamos un licor (solución en agua) que contuviera 40 gramos de sosa cáustica, por litro (solución llamada *normal*), y el líquido cuya cantidad de ácido queremos averiguar, lo colocaríamos en un vasito, añadiendo, gota a gota, la solución de sosa que va en la bureta, hasta que los papeles tornasol no cambiaran de color; se mediría, entonces, cuanto licor normal de sosa habíamos gastado en la bureta, y haríamos un cálculo análogo al antes detallado. Supongamos, por ejemplo, que hemos gastado 8 centímetros cúbicos de licor de sosa: como en 1000 cc. (un litro) de solución normal de sosa, hay 40 gramos de ella; en 1 cc. habrá $40 : 1000 = 0,04$, y en los 8 gastados habrá $8 \times 0,04 = 0,32$. Finalmente se dirá:

Si 40 gramos de sosa neutralizan 49 gramos de ácido sulfúrico,

0,32 íd., íd. habrán neutralizado x gramos de ácido sulfúrico, luego: $40 : 49 :: 0,32 : x$

$$x = \frac{49 \times 0,32}{40} = 0,372 \text{ gramos de ácido sulfúrico,}$$

que son los que debe haber en el líquido.

Estas determinaciones se llaman *acidimetrías* (medida de ácidos).

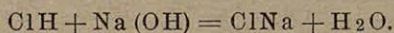
Si en el líquido hubiese varias clases de ácidos, mezclados (así ocurre en el mosto y en el vino), se procedería exactamente igual, y diríamos que el líquido (vino, mosto, etc.), tenía una acidez, *expresada en ácido sulfúrico*, igual a los gramos y decigramos hallados, es decir, *que allí hay tanta acidez como si hubiera esa proporción de ácido sulfúrico*.

La determinación de la acidez en los vinos y mostos, la del bitartrato potásico en las heces del vino, por el procedimiento de la acidez, son simples *acidimetrías*.

El papel o la tintura tornasol, es lo que nos sirve de ordinario para *indicar* el final de estas reacciones entre ácidos y bases, pero hay otras varias sustancias que cumplen el mismo fin, y entre ellas es muy usada la *fenolftaleína* (o ftaleína de fenol), cuerpo orgánico de color blanco, muy soluble en el alcohol, dando una solución transparente e *incolora* (tintura o solución de ftaleína de fenol). Este cuerpo es blanco en presencia de los ácidos, y en soluciones neutras, pero toma un color *rosado* en presencia del *menor exceso de una base*, y aun *rojo carmín* muy intenso, si la proporción de la base es algo apreciable. Así, en las *acidimetrías* de líquidos incoloros, como las soluciones de muchas bases en agua, y en las de poco color, como los vinos y mostos blancos, es usadísima la citada tintura de fenolftaleína, en lugar del papel tornasol, y si adicionamos al líquido que estudiamos unas gotas de ella, antes de la determinación, el virado del líquido a un color *rosa muy pálido*, nos indicará que hay ya un ligerísimo exceso de *bases*, y, por lo tanto, que todos los ácidos libres han sido neutralizados; si proseguimos adicionando la solución de la sosa cáustica u otra base, el color pasará al rojo carmín, indicándonos el exceso de *bases*.

Empapando tiritas de papel de filtro en la tintura o solución de fenolftaleína, y dejándolas secar colgadas de un hilo, se prepara el papel sensible de ftaleína de fenol, que se utiliza como el papel tornasol; no hay para qué decir, que los cambios de color en el papel preparado así, son idénticos a los observados en la tintura de fenolftaleína. El papel de fenolftaleína es muy usado en la preparación del *caldo bordelés*, tan empleado en Viticultura para prevenir las invasiones de *mildiu*; este caldo, veremos que se obtiene adicionando a una solución de la sal llamada *sulfato de cobre*, una lechada de cal, en proporciones que determinan las fórmulas, generalmente usadas. (Ver Viticultura).

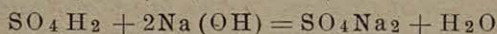
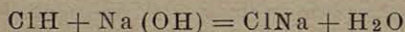
Soluciones normales de ácidos, bases y sales, disoluciones valoradas especiales. — Las soluciones de ácido sulfúrico en agua, en la proporción exacta de 49 gramos de este cuerpo, por cada litro de solución, y las de sosa cáustica que contienen, exactamente, 40 gramos de sosa cáustica en cada litro de solución, se llaman soluciones *normales* de los cuerpos citados. Veamos qué es lo que se entiende en Química por *solución normal* de un ácido, una base o una sal: sabemos que el ácido clorhídrico (ácido que contiene un sólo átomo de hidrógeno) reacciona con la sosa cáustica (base que contiene un sólo grupo (OH) dándonos sal común (cloruro de sodio) y agua, según indica la siguiente igualdad química:



Si tomamos pesos moleculares de los cuerpos que intervienen en ella, vemos que 36,46 partes, en peso, de ácido clorhídrico, son

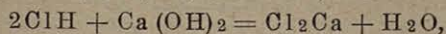
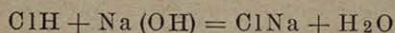
neutralizadas por 40 partes, en peso, de sosa cáustica, produciendo 58,46 partes, en peso, de cloruro sódico y 18 partes, en peso, de agua; pues bien, se llamará *solución normal de ácido clorhídrico*, a la que contenga, por litro, 36,46 gramos de este cuerpo; *solución normal de sosa cáustica*, a la que contenga 40 gramos de sosa en cada litro, y finalmente, *solución normal de cloruro sódico* a la que contenga 58,46 gramos de esta sal en cada litro. En resumen, para los ácidos de un sólo átomo de hidrógeno, las bases de un sólo grupo (OH) y las sales que proceden de ellos, las soluciones *normales* son las que contienen, en un litro de solución, su *peso molecular expresado en gramos*.

Para los ácidos y bases que contienen en su fórmula más de un hidrógeno *ácido* o más de un grupo (OH), la solución *normal* se obtendrá disolviendo en agua, para formar un litro de solución, el número de gramos que expresa su peso molecular dividido por 2, 3, etcétera., según que contengan, respectivamente, los ácidos 2, 3, etc., hidrógenos metálicos, o las bases 2, 3, etc., grupos (OH) en sus fórmulas, porque lo que se pretende con las soluciones normales es que iguales cantidades de ellas se equivalgan *entre sí* en las reacciones (y, por lo tanto, en las de soluciones normales de bases y ácidos que neutralicen a, o sean neutralizados por idénticas cantidades de otras soluciones *normales*); por ejemplo, comparemos las dos reacciones siguientes:



Vemos en la primera, que *un peso molecular* de *ácido clorhídrico* se neutraliza exactamente por *un peso molecular* de sosa cáustica, pero en la segunda reacción se ve que *un peso molecular* de ácido sulfúrico, necesita *dos pesos moleculares* de sosa cáustica, para su neutralización, luego *un peso molecular* de ácido clorhídrico, equivale, bajo el punto de vista de su acidez, a *medio peso molecular* del ácido sulfúrico.

Análogamente en las dos reacciones



se ve que *un peso molecular* de la cal apagada Ca (OH)_2 , neutraliza *dos pesos moleculares* de ácido clorhídrico, mientras que *un peso molecular* de sosa cáustica, solo neutraliza *un peso molecular* de ácido clorhídrico, luego para que se *equivalgan* una solución de sosa con una de cal apagada, habrá que hacerlas en proporción del peso molecular, 40, de la primera, y de la mitad del peso molecular $\left(\frac{74,08}{2} = 37,04\right)$

de la segunda: hay que advertir, que, siendo la cal apagada muy poco soluble en agua, no es posible hacer solución normal de ella,

pero sí lo es preparar soluciones más diluídas, las cuales neutralicen las mismas cantidades de ácidos que las también más diluidas de sosa cáustica u otra base muy soluble en el agua.

El empleo de las *soluciones normales* de ácidos, bases y sales, es muy cómodo en muchas determinaciones químicas, porque, como contienen, en igual volumen de solución, las cantidades que justamente reaccionan entre sí, nos evitan muchas veces cálculos y pesadas: así, por ejemplo, 10 centímetros cúbicos de la *solución normal* de cualquier ácido, neutralizarán exactamente 10 centímetros cúbicos de la *solución normal* de cualquier base, y, conociendo los pesos moleculares de estos cuerpos, podremos, en las acidimetrías y alcalimetrías explicadas, expresar el resultado de ellas en el ácido que más nos convenga.

Muchas veces, para ciertas determinaciones, de las que veremos ejemplos prácticos más adelante, resultan demasiado concentradas las *soluciones normales*, y, entonces, se diluyen éstas con agua destilada a 10 ó 100 veces su volumen, dándonos las soluciones llamadas *decinormales* o *decimonormales* y *centinormales*.

En el Capítulo XXVI de la parte de Enología, se indica la preparación de las principales soluciones *normales*, *deci* y *centinormales* que pueden utilizarse en las determinaciones químicas que interesan al agricultor, al bodeguero y al comerciante en vinos.

Algunas veces, y para simplificar aun más las operaciones, se utilizan en los análisis de vinos, mostos y tierras, disoluciones (también llamadas *licores*) diferentes de las soluciones normales, decinormales y centinormales, conteniendo proporciones de ácidos, bases o sales, calculadas por las igualdades que expresan las reacciones químicas que en cada caso se verifican, de tal manera que ahorren todo cálculo: a estas soluciones se les llama en general *soluciones valoradas especiales para cada determinación* y en el Capítulo XXVI de la parte de Enología indicamos, también, la preparación de las principales para nuestro objeto.

Principales cuerpos formados por combinaciones entre los metaloides entre sí.

Sus propiedades y aplicaciones más interesantes para el agricultor y el bodeguero.

CAPITULO XV

Principales compuestos del nitrógeno.

Acido nítrico NO_3H .—El ácido nítrico es un líquido incoloro, de olor especial, que, con el tiempo, en frasco empezado, se vuelve amarillento, por descomponerse en parte. Se disuelve en agua en todas proporciones, y es un ácido muy enérgico que ataca a todos los metales, excepto al oro y al platino; además, cede con facilidad parte de su oxígeno, siendo, por lo tanto, un cuerpo de los llamados *oxidantes*. No hay que decir, dada su cualidad de ácido enérgico, que es venenoso, ataca a la piel, dándole color amarillo, y destruye los tejidos de lana y algodón.

Experiencias: 1.^a—Pongamos un poco de cobre (torneaduras de cobre o una moneda de este metal) en un vaso, cápsula o matraz; si añadimos ácido nítrico concentrado (ácido nítrico comercial), veremos que el ácido ataca al metal, produciéndose la sal (nitrato de cobre) correspondiente, y originándose, en contacto del aire, vapores de color rojo obscuro, muy pesados y venenosos, de olor especial fuerte, picante y desagradable, que hay que tener cuidado de no respirar, por lo que esta *experiencia debe hacerse al aire libre*. Estos vapores son de un cuerpo compuesto de oxígeno y nitrógeno, llamado peróxido de nitrógeno (NO_2), que tiene propiedades desinfectantes y decolorantes, por lo que, en alguna ocasión, lo emplean los bodegueros para quitar el olor a moho de los toneles que lo han adquirido, y para decolorar los que, habiendo contenido vinos tintos, quieren destinar a envasar vinos blancos. Para efectuar estas operaciones, basta colocar en el fondo del tonel desfondado, una cazuelita de barro, en la cual se ponen 15 gramos de cobre, y 30 cc. de ácido nítrico comercial. Se tapa el tonel y se dejan actuar los vapores durante seis horas; pasado este tiempo es preciso enjuagar, repetidas veces, el tonel o barrica, con mucha agua, pues ya hemos dicho que el *peróxido de nitrógeno* es muy venenoso.

2.^a—Para poner de manifiesto el poder oxidante del ácido nítrico,

basta *acercar* un trocito de carbón encendido a la superficie de este ácido, en un vasito o tubo de ensayo, y veremos que el carbón arde con mayor intensidad.

Las aplicaciones del ácido nítrico son numerosas, en la industria de fabricación de explosivos, en el grabado (aguas fuertes) y en los laboratorios. Para el agricultor no tiene apenas aplicación en estado *puro*, en cambio, las sales que de él se derivan (*nitratos*) son abonos nitrogenados de gran importancia, según veremos en el lugar correspondiente.

Amoníaco. NH_3 .—El amoníaco es un compuesto de hidrógeno y nitrógeno; es *gaseoso*, incoloro, de olor *fuertísimo*, muy penetrante y que provoca el lagrimeo. En cierta cantidad es muy irritante y puede resultar venenoso. Cuando se pudren restos de vegetales y animales, por ejemplo, en los estercoleros, se producen cantidades notables de amoníaco y sus compuestos; también se produce al destilar la hulla, para fabricar el gas del alumbrado, y cuando se calientan algunas sustancias orgánicas nitrogenadas: en el aire puede existir en pequeña cantidad.

Podemos producir fácilmente el gas amoníaco para comprobar sus propiedades. Mezclemos bien dos partes de cal apagada con una parte de cloruro amónico (sal llamada en el comercio *sal amoníaco* y bien conocida por emplearse para cargar algunas pilas eléctricas y por los soldadores, para limpiar la superficie de los metales que van a soldar); coloquemos la mezcla en un matraz, que acabaremos de llenar con terrones de cal viva, tapándole, finalmente, con un buen tapón de corcho, agujereado y atravesado por un tubo de vidrio,

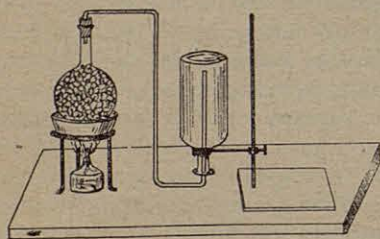


Fig. 30.

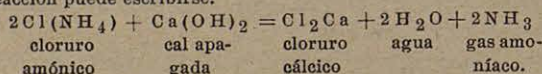
por donde ha de desprenderse el gas; este tubo va a parar a un frasco o probeta, colocado boca abajo sobre él (ver figura 30); si calentamos el matraz, colocándolo, por ejemplo, sobre un baño-maría o sobre una sartén o cazuela de hierro llena de arena, disposición esta última llamada *baño de arena* (1), se

desprende el gas amoníaco que, por *ser más ligero que el aire*, acaba por llenar el frasco, probeta o tubo donde se recoge (2).

El gas amoníaco es muy soluble en el agua, hasta el punto de

(1) No se debe calentar el matraz a *fuego directo*, es decir, directamente sobre la llama de la lamparilla o mechero, pues correría gran riesgo de romperse.

(2) Esta reacción puede escribirse:



que, a 15° de temperatura, un litro de agua destilada puede disolver 720 litros de amoníaco. El amoníaco del comercio, no es más que disolución concentrada de este gas en agua, y esta disolución tiene menor densidad cuanto más concentrada está, y, por lo tanto, la densidad puede darnos a conocer la riqueza en gas amoníaco de la disolución comercial; los buenos amoníacos del comercio, tienen una densidad de 0,923 (22 grados Beaumé), lo que corresponde a una solución de gas amoníaco al 21 por 100 próximamente.

Podemos comprobar la gran solubilidad del amoníaco en agua, con una experiencia muy curiosa. Llénese un frasco con gas amoníaco; tapamos el frasco con un tapón de corcho, agujereado y atravesado por un tubo de vidrio, afilado en punta y cerrado en el extremo que va fuera del frasco (figura 31); hecho esto, si introducimos este extremo del tubo en un plato o cápsula llena de agua y, con unas pinzas, rompemos su punta, veremos que el agua sube por el tubo, y acaba por llenar, casi por completo, el frasco, porque al disolverse rápidamente el gas amoníaco en el agua, se hace el vacío en el frasco, y la presión atmosférica hace subir a él, el líquido.

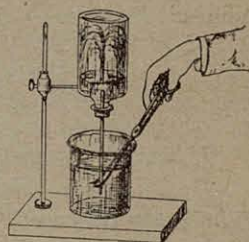


Fig. 31.

Al calentar la solución de amoníaco en agua, se desprende este gas, y así podremos fácilmente obtenerlo de las soluciones de amoníaco del comercio.

La solución de amoníaco en agua es una base enérgica; podemos comprobarlo mojando en ella, y aun simplemente acercando a la boca del frasco que la contiene, un papelito rojo tornasol, el cual vira fuertemente al color azul (1). Como tal base, reacciona con los ácidos, produciendo las sales llamadas *sales amónicas*. En efecto, basta acercar los tapones de los frascos del ácido clorhídrico y del amoníaco comercial, para que se produzcan abundantes humos blancos,

(1) Lo que ocurre es que el amoníaco NH_3 reacciona con el agua, según expresa la igualdad química $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4(\text{OH})$, en la que se produce un cuerpo

gas amo- níaco	agua
-------------------	------

$\text{NH}_4(\text{OH})$ que se disuelve en el agua en exceso, formando lo que, impropriamente, se llama solución de gas amoníaco. Vemos, en la fórmula, que este último cuerpo contiene el grupo (OH) característico de las bases. Podemos fijarnos en que en esta base no aparece metal ninguno, y, fundándose en esta observación y en otros hechos, consideran los químicos al grupo radical NH_4 , como un radical *metálico*, es decir, que tiene propiedades análogas a los metales, denominándolo *amonio*, o radical *amonio*. A este radical amonio no se le conoce libre, pero se conocen muchísimos compuestos en los que funciona como metal, entre ellos todas las sales *amónicas*, por ejemplo, cloruro amónico (ClNH_4) , nitrato amónico $\text{NO}_3(\text{NH}_4)$, sulfato amónico $(\text{SO}_4(\text{NH}_4)_2)$, etcétera, en los que está combinado como si fuera un metal.

formados por partículas finísimas de *cloruro amónico*; también podemos comprobar, con la solución de amoníaco y un ácido cualquiera, que la primera neutraliza al segundo, como lo haría la sosa cáustica u otra base cualquiera.

Muchas sales amónicas tienen gran importancia para el agricultor, por emplearse como abonos nitrogenados; entre ellas el *sulfato amónico* es el más usado.

Las soluciones de amoníaco en agua se utilizan mucho en los laboratorios, también se emplean para cauterizar picaduras de víboras y de avispas y tiene aplicaciones en medicina y veterinaria. En soluciones diluídas sirve para quitar en las telas las manchas de ácidos y de grasas. En las industrias el amoníaco tiene muchísimas aplicaciones.

CAPÍTULO XVI

Principales compuestos del cloro con los restantes metaloides.

Acido clorhídrico—(ClH).—El ácido clorhídrico es un gas, sin color, de olor fuerte, ácido y picante, más pesado que el aire (próximamente 10 litros de gas ácido clorhídrico pesan igual que 13 litros de aire), es muy soluble en el agua, y lo que se llama ácido clorhídrico en el comercio, no es más que una solución concentrada de este gas en el agua.

Podemos preparar el gas ácido clorhídrico y las soluciones de ácido clorhídrico en agua.

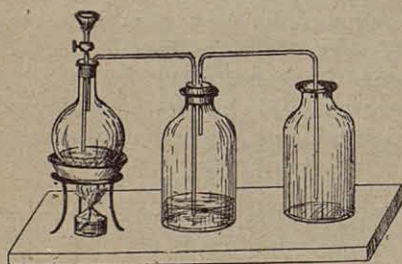
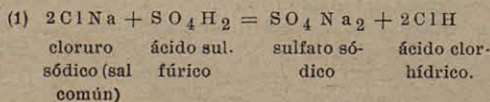


Fig. 32.

Para ello, montaremos un aparato como el de la figura 32; en el matraz, pondremos sal de cocina (en granos, sal gorda), cuyo nombre químico es *cloruro sódico*; por el embudo de llave o tubo embudo, agregaremos, poco a poco, *ácido sulfúrico* comercial, diluido en una pequeña cantidad de agua: ca-

lentando, se desprenderá el gas (1), que puede recogerse en un frasco, en el cual entra, hasta el fondo, el tubo de desprendimiento del gas, o,



aún mejor, disponiendo, como en la figura, dos frascos: el primero (cerrado con un buen tapón, atravesado por los tubos de vidrio) lleva un poco de ácido sulfúrico, que sirve para retener el vapor de agua que acompaña al gas ácido clorhídrico; en el segundo frasco (que está abierto) se recoge el ácido clorhídrico *seco*, el cual, como es más pesado que el aire, va ocupando el fondo y llenándolo. Si queremos preparar solución de ácido clorhídrico en agua, tal como las que se venden en el comercio, bastará poner agua en los frascos en que se recoge el gas, siendo lo mejor, disponer un aparato análogo al de la figura 26, en el que se pone agua en los frascos A y B (poca agua en el A) y se cambia el frasco F por un matraz, para poderlo calentar.

Con una experiencia idéntica a la que indicábamos para comprobar la solubilidad del gas amoníaco en el agua, podríamos hacer ver, también, la del gas ácido clorhídrico.

La solución, en agua, del ácido clorhídrico *puro*, es incolora, pero el *ácido clorhídrico comercial* es de color amarillo, debido a que es muy impuro.

La densidad de las soluciones de ácido clorhídrico es superior a la del agua, y tanto mayor cuanto más elevada es la proporción de gas disuelto, es decir, cuanto más concentrada esté; por eso, la densidad de los ácidos clorhídricos del comercio nos da idea de su riqueza en ácido puro, y la concentración ordinaria de los ácidos comerciales debe ser próxima al 35 por 100, lo cual corresponde a una densidad de 1,180, o sea a 22° del areómetro Beaumé, al cual, cuando se emplea especialmente en medir la densidad de los ácidos, se le suele denominar *pesa-ácidos*.

La solución acuosa del gas ácido clorhídrico (es decir, lo que llamamos, corrientemente, ácido clorhídrico) es un ácido muy enérgico, que enrojece fuertemente el papel y tintura azul de tornasol y ataca a muchos metales, entre ellos al hierro y al zinc; produciendo (como hemos visto en la página 70) la sal correspondiente y el hidrógeno; al cobre no le ataca, o lo hace muy lentamente, en presencia del oxígeno del aire. Lo mismo el ácido clorhídrico gaseoso que la disolución concentrada, son venenosos, debido a su carácter de ácido enérgico. El ácido clorhídrico muy diluido no es venenoso, y los jugos del estómago del hombre y de los animales contienen, naturalmente, pequeñas proporciones de ácido clorhídrico.

Si se mezcla el ácido nítrico con el *ácido clorhídrico*, formamos el líquido llamado *agua regia*, que disuelve al oro y al platino, porque al mezclar estos ácidos se produce cloro, el cual se combina con estos metales, a los que no ataca ningún ácido.

El ácido clorhídrico, sobre todo disuelto en el agua (ácido clorhídrico del comercio), tiene muchos usos. En las bodegas se emplea para quitar el tártaro (bitartrato potásico) a las cubas y toneles que

no se destartararon en mucho tiempo, y para la limpieza y desinfección de estos mismos envases, cuando no están bien conservados. En los laboratorios se usa muchísimo, y aun en los análisis agrícolas más sencillos es indispensable (determinación de la caliza de las tierras, de la riqueza de un tártaro, etc). Se emplea asimismo en Medicina. En muchas industrias es de uso constante, y hasta recibe aplicaciones domésticas en el fregado de suelos de madera. Las sales que derivan de este ácido (cloruros) son importantísimas, y más adelante estudiaremos algunas de ellas, como la sal común (cloruro sódico), cloruro potásico (empleado como abono, etc).

Otros ácidos que forma el cloro.—El cloro forma, además del ácido clorhídrico (que no contiene oxígeno), varios ácidos *oxigenados*; que son, el ácido *hipocloroso*, (ClO H), el ácido *clórico* ($\text{ClO}_3 \text{H}$) y el ácido *perclórico* ($\text{ClO}_4 \text{H}$).

No tienen estos ácidos libres aplicación ninguna para nosotros, y sólo los citamos, porque alguna de las sales que de ellos derivan (*hipocloritos*, *cloratos* y *percloratos*, respectivamente) tienen algún interés, especialmente los *hipocloritos*, cuerpos que desprenden con facilidad oxígeno y cloro, teniendo por ello propiedades desinfectantes y decolorantes. El más usado es el hipoclorito cálcico (llamado impropriamente cloruro de cal y también polvos de gas) del que hemos hablado al tratar del *cloro* y del *oxígeno*.

Acido fluorhídrico —(FII).—El *fluor*, combinado con el hidrógeno, forma un ácido muy enérgico llamado ácido fluorhídrico. Este ácido es gaseoso a temperatura superior a 20° , muy corrosivo y venenoso. Su principal propiedad es la de atacar al vidrio, por lo que se emplea para grabar en él.

Podemos hacer una experiencia muy curiosa. En un crisolito de *plomo*, ponemos un poco de la sal llamada *fluoruro de calcio*; añadimos unas gotas de ácido sulfúrico concentrado y tapamos el crisol, *rápidamente*, con un trozo de cristal, al que previamente habremos recubierto con *cera fundida*, escribiendo, con un paillito de madera, sobre la cera, y dejando al descubierto, en el vidrio, algunas líneas, letras o dibujos. Al cabo de poco tiempo (quince o veinte minutos) separamos el vidrio, le quitamos la cera, y veremos que el ácido fluorhídrico, que se ha producido en el crisolito, ha atacado al vidrio y grabado en él, de modo *indeleble*, los signos o dibujos que en la cera hayamos hecho.

Las sales que derivan del ácido fluorhídrico, son los fluoruros. Los huesos y los dientes de los animales y del hombre contienen pequeña cantidad de fluoruro de calcio, y esta misma sal forma el mineral llamado *espato fluor*. Los fluoruros tienen propiedades antisépticas, es decir, que contrarían o impiden el desarrollo de los microbios, y reciben, por esta propiedad, alguna aplicación en las fábricas de alcohol de granos. Algunos (afortunadamente pocos) preparados, que se venden, más o menos clandestinamente, con el nombre de *antifermentos*, para evitar las enfermedades de los vinos, contienen *fluoruros*; pero siendo el ácido fluorhídrico y las sales que de ellos derivan sumamente venenosos, aun en cantidades relativamente muy pequeñas, se comprende que las leyes de todos los países civilizados prohiban y castiguen severamente esta grave adulteración, y, por

eso, el bodeguero debe abstenerse, en absoluto, no solo de la adición voluntaria de fluoruros, sino de añadir a los vinos, *antifermentos* o productos llamados *conservadores*, o drogas de variados y pomposos nombres, con las que pueden causar grave daño a la salud pública, introduciendo en sus vinos, *la mayor parte de las veces sin saberlo*, fluoruros u otras muchas sustancias nocivas y no toleradas por las leyes.

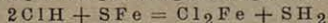
Hay que advertir que los vinos, y otros muchos alimentos, contienen naturalmente fluoruros, pero en cantidades tan mínimas (casi inapreciables) que lejos de causar efectos nocivos, son aprovechados por el organismo.

CAPITULO XVII

Principales compuestos del azufre con los restantes metaloides.

Gas sulfhídrico—Fórmula SH_2 .—Al hablar de las diferencias entre mezcla y combinación, citábamos una sencilla experiencia, en la cual, con el azufre y el hierro, formábamos un cuerpo compuesto, llamado sulfuro ferroso, y, decíamos, que entre sus propiedades (distintas de las del azufre y de las del hierro) figuraba la de que tratado por el ácido clorhídrico, u otro ácido enérgico cualquiera, se producía efervescencia, desprendiéndose un gas de olor repugnante, a huevos podridos; este gas es el *gas sulfhídrico*. Vemos que su preparación es sencilla, y se reduce a tratar el sulfuro ferroso (u otro sulfuro) por un ácido, por ejemplo, el clorhídrico o el sulfúrico (1): en los laboratorios de análisis químico en los que el gas sulfhídrico es indispensable, se disponen, para su producción, aparatos fáciles de montar, que pueden producirlo a voluntad, suspendiéndola cuando no se necesita, pues, aparte su mal olor, se trata de un gas *venenoso*. El más sencillo está representado en la figura 33, y es aplicable no sólo para producir el gas sulfhídrico, sino para todos los gases que se producen *en frío* (sin calentar) mezclando un sólido y un líquido. Consiste en dos frascos de vidrio, con orificio en su parte baja, además de la boca del frasco; estos dos orificios están unidos por un tubo de goma enchufado a tubitos de vidrio, que atraviesan los tapones que los cierran: la boca del frasco *B*, va tapada con tapón agujereado, por el que atraviesa el tubo de desprendimiento del gas, que lleva inter-

(1) La reacción viene expresada por la siguiente igualdad química:



ácido	sulfu-	cloruro	gas
clorhí-	ro fe-	ferroso	sulfhí-
drico	roso		drico.

calado un tubito de goma, el cual puede cerrarse, apretándolo con una pinza. El aparato se carga poniendo en el frasco *B* el sulfuro de hierro, y en el *A* el ácido (clorhídrico o sulfúrico), diluido en agua. Si queremos producir gas, se coloca en alto el frasco *A*, más bajo el *B* y se abre la pinza. El ácido bajará al frasco *B*, y el gas sulfhídrico producido saldrá por el tubo correspondiente. Si queremos interrumpir la producción, bastaría cerrar la pinza de salida, colocar en alto el frasco *B* y en bajo el *A*.

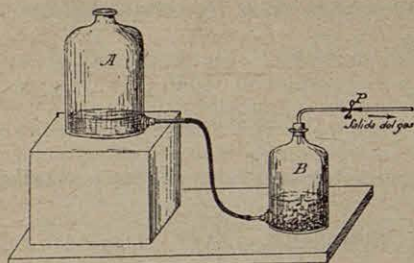


Fig. 33.

El gas sulfhídrico es un gas incoloro, del olor inconfundible que hemos dicho; se disuelve bastante en el agua (agua sulfhídrica) comunicándole su repugnante olor. Este gas (y su combinación con el amoníaco, el sulfhidrato amónico) se desprende de los estercoleros, alcantarillas y pozos negros, y de todos los restos vegetales y animales cuando se pudren. Es muy venenoso y a ello se deben los accidentes, por asfixia, que alguna vez sufren los alcantarilleros y los que limpian los pozos negros; en estos casos, y mientras llega la asistencia médica precisa, es el mejor remedio contra la acción nociva del gas, el respirar aire libre, y el *cloro* en pequeñísima cantidad (no hay que olvidar que el cloro es también venenoso) que se produce mezclando el hipoclorito de calcio (*cloruro de cal*) con vino o vinagre.

El gas sulfhídrico arde con llama azulada (produciendo gas sulfuroso y agua) lo que también hay que tener en cuenta al trabajar en sitios donde puede producirse en cantidad notable. En esta, y en otras muchas reacciones químicas, el gas sulfhídrico se apodera del oxígeno libre o del combinado con otros cuerpos, es decir, es un cuerpo *reductor*.

La disolución de gas sulfhídrico en agua, es un ácido débil, que enrojece, aunque no muy fuertemente, el papel tornasol azul. El ácido sulfhídrico forma, al reaccionar con las disoluciones de las sales y óxidos de muchos metales, los *sulfuros* correspondientes, y como casi todos ellos son insolubles y coloreados, su producción se utiliza en los laboratorios de análisis para reconocer de qué metal está formada una sal o un óxido disuelto; así, por ejemplo, si hacemos pasar por una solución de sulfato de cobre en agua, una corriente de gas sulfhídrico, se nos forma un abundante precipitado negro, de sulfuro de cobre.

En alguna ocasión, al quemar azufre en las cubas y toneles, gotea

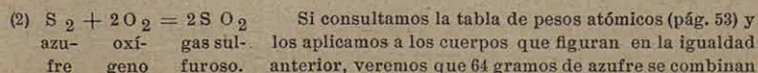
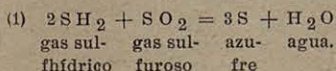
en su interior el azufre fundido, y en estos casos, ocurre que, por la acción de ciertas sustancias que las levaduras pueden segregar, se producen pequeñísimas cantidades de gas sulfhídrico, tomando los vinos un desagradabilísimo olor a huevos podridos; para evitar que este olor se produzca, basta con tener cuidado en que no gotee azufre fundido al interior de la bodega o tonel, pero en el caso de que se note en el vino este olor, no es difícil hacerlo desaparecer, bastando trasegar el vino a un tonel, en el interior del cual se haya quemado azufre, o añadir al vino una pequeña cantidad (4 ó 5 gramos por hectolitro) de la sal llamada *metabisulfito de potasa*, usadísima en la elaboración de vinos, porque reaccionando con los ácidos del vino desprende *gas sulfuroso*; el gas sulfuroso (SO_2) y el gas sulfhídrico (SH_2) reaccionan entre sí, produciendo agua y azufre (1) y desapareciendo el mal olor en el vino así tratado.

Podríamos hacer patente esta reacción, añadiendo a una solución de gas sulfhídrico en agua, unos cristallitos de metabisulfito de potasa: inmediatamente notaremos que su mal olor desaparece, y el agua se enturbia, por la formación del azufre libre (insoluble en el agua)

Gas sulfuroso o anhídrido sulfuroso—Fórmula SO_2 .—Cuando arde el azufre, en el aire o en el oxígeno (o lo que es igual, cuando se combina el azufre con el oxígeno), se produce este gas incoloro, de olor fuerte, penetrante y picante (olor a *pajuela*), que provoca la tos, y que tan conocido es de todo bodeguero, hasta el punto de que ha sido llamado «el perfume que debe haber en toda bodega», por la gran importancia de sus usos en ella.

El gas sulfuroso se desprende de muchos volcanes, y se encuentra también en los humos de muchas fábricas, que queman en sus hornos hullas que contienen algunas sustancias azufrosas.

De lo dicho se deduce que el gas sulfuroso puede prepararse quemando azufre (2), y esta manera de obtención es muy seguida en las bodegas, para azufrar toneles y barricas, y aun para disolverlo en mostos y vinos (azufrado o sulfitado de ellos), pero podemos también prepararlo de otras maneras, por ejemplo, tratando las sales neutras (sulfitos) o ácidas (bisulfitos) que derivan del ácido sulfuroso, por un ácido cualquiera. Así, si agregamos a unos cristales de metabisulfito



Si consultamos la tabla de pesos atómicos (pág. 53) y los aplicamos a los cuerpos que figuran en la igualdad anterior, veremos que 64 gramos de azufre se combinan con 64 de oxígeno, para dar 128 gramos de gas sulfuroso: por lo tanto, y como ya indicábamos incidentalmente en páginas anteriores, *el azufre, al arder, da el doble de su peso de gas sulfuroso.*

potásico, o a una disolución en agua de la misma sal, un ácido cualquiera (clorhídrico, sulfúrico o solución de ácido cítrico, tártrico, etcétera), se produce efervescencia, desprendiéndose el anhídrido sulfuroso (1) que, en el laboratorio, podemos recoger, para estudiar sus propiedades, utilizando en la operación un aparato análogo al de la figura 32, o disolver en agua, usando una disposición como la indicada en la figura 26. En este modo de producción del gas sulfuroso, está fundado el sulfitado de los vinos y mostos, usando el bisulfito potásico, o aún mejor el metabisulfito potásico (que debería llamarse con más propiedad *di* o *pirosulfito potásico*, pero cuyo nombre de *metabisulfito* está consagrado por el uso), sal esta última, que contiene mayor proporción de gas sulfuroso que el *bisulfito*. Como los mostos y vinos son líquidos que contienen diferentes ácidos, al agregarles el bisulfito o el metabisulfito potásico (2) (casi siempre disueltos en un poco de agua) los atacan, produciéndose *gas sulfuroso* que queda disuelto, como se pretende, en el vino o mosto.

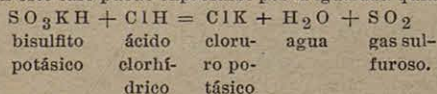
El gas sulfuroso es más pesado que el aire (un litro de gas sulfuroso, a 0° de temperatura y presión atmosférica normal de 760 milímetros, pesa 2,927 gramos, es decir, próximamente dos veces y cuarto más que el aire).

El gas sulfuroso se liquida fácilmente enfriándole a -10° (10° bajo cero), y comprimiéndolo a dos atmósferas. La industria le prepara y vende en este estado líquido, encerrado y comprimido en grandes tubos de hierro, los cuales suelen contener de 20 a 50 kilogramos, siendo su precio actual de unas cuatro pesetas el kilo.

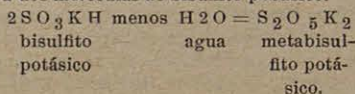
También se encuentra en el comercio encerrado en sifones de vidrio y aun en pequeños frasquitos herméticamente tapados.

El anhídrido sulfuroso líquido, es transparente, de color ligeramente amarillento. Como hierve a 8° bajo cero, se evapora en el aire rapidísimamente, produciendo mucho frío (recuérdese lo dicho acerca de la absorción de calor que en la evaporación se origina, en la página 22); podemos comprobarlo fácilmente, colocando un cacharro con poca agua, de modo que la superficie de ella casi toque al tubo de salida de un sifón o depósito que contenga gas sulfuroso lí-

- (1) La reacción en este caso puede expresarse por la igualdad química siguiente:



- (2) La fórmula del metabisulfito potásico es: $\text{S}_2\text{O}_5\text{K}_2$; proviene, pues, de quitar una molécula de agua a dos moléculas de bisulfito potásico:



quido, y veremos congelarse el agua a los pocos momentos. En la industria de la fabricación del hielo y en otras en las que es necesario producir un frío intenso (fabricación de aire líquido, etc.), se utiliza esta propiedad.

Un litro de anhídrido sulfuroso pesa 1,400 gramos.

Para evitar repeticiones, remitimos al lector a la parte de Enología de esta obra (Capítulo V) en el que encontrará más detalles acerca del manejo y usos del gas sulfuroso.

El gas sulfuroso es soluble en el agua, y aun más soluble en el alcohol, pudiendo disolverse en un litro de agua, a 0° de temperatura, hasta 80 litros de gas sulfuroso, y en un litro de agua, a 15°, hasta 47 litros de gas; un litro de alcohol puro, a 0° de temperatura, disuelve, hasta 328 litros de gas sulfuroso, y a 15° de temperatura, 144 litros del mismo gas. Estas soluciones son ya *saturadas*, y, por lo tanto, difíciles de preparar y manejar, sin ocasionar notables pérdidas de gas; las soluciones del gas sulfuroso en agua o en alcohol, muy usadas, sobre todo las primeras, en las bodegas, no suelen estar *saturadas*, sino que sólo contienen de un 1 a un 8 por 100, *en peso*, de gas sulfuroso, es decir, aproximadamente, de 4 a 32 litros de gas, por litro de agua. Las soluciones de gas sulfuroso en agua tienen mayor densidad que el agua pura, y esta densidad puede servir para conocer, aproximadamente, su riqueza en gas sulfuroso, aunque si se emplean las soluciones para sulfitar vinos o mostos, es indispensable averiguar su riqueza exacta, por métodos de análisis idénticos a los que indicamos en el lugar correspondiente (Enología, Capítulo XXIII), para determinar la proporción de gas sulfuroso en los vinos y mostos blancos.

Sin embargo, alguna vez será útil al bodeguero la siguiente tabla, que se refiere a las soluciones hechas a 15° de temperatura:

Densidades de las soluciones de gas sulfuroso en agua.	Gramos de gas sulfuroso que contiene 1 litro de la solución.
1,006.....	10 gramos.
1,011.....	20 »
1,017.....	30 »
1,022.....	40 »
1,027.....	50 »
1,033.....	60 »
1,038.....	70 »
1,043.....	80 »
1,047.....	90 »
1,052.....	100 »
1,056.....	110 » solución saturada

Para preparar soluciones sulfurosas (de gas sulfuroso en agua o aun en mosto) la mejor disposición es la indicada en la figura 34, suponiendo que se dispone de gas sulfuroso líquido. Dos o más dama-

juanas, van cerradas con tapones de caucho o de corcho, que ajusten bien, en cada uno de los cuales se practican tres agujeros, por los que atraviesan tres tubos de vidrio, uno doblado que conduce al gas sulfuroso y llega casi hasta el fondo de la damajuana o bombona, otro tubo, también doblado, sólo entra hasta el gollete y sirve para la salida del gas sobrante que va a las siguientes damajuanas, y un tercero (el que va en el centro del tapón) está abierto por sus dos extremos y llega también casi a tocar el fondo de las bombonas; este tercer tubo es el de seguridad, y sirve para prevenir roturas y accidentes posibles si entrase demasiado gas, de una vez, en las bombonas. El tubo de entrada del gas en la primer damajuana, enlaza, mediante un tubo de goma, con el tubo o con el sifón o sulfitómetro, llenos de anhídrido sulfuroso líquido, o en otros casos, menos frecuentes en la práctica de la bodega, con el depósito en donde se produce gas sul-

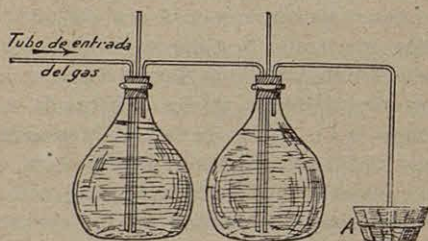


Fig. 34.

furoso por cualquier otro medio, por ejemplo, tratando en otra damajuana de vidrio un sulfito o bisulfito (generalmente para este uso el bisulfito de calcio por ser el más barato) por el ácido clorhídrico algo diluido. Para aprovechar bien el gas sulfuroso, la corriente que de él pasa a las damajuanas debe ser lenta, y el número de éstas de dos o tres por lo menos, comprobando que por el último tubo de salida A no se escapa apenas gas, que se perdería en el aire.

El gas sulfuroso no arde, por el contrario, apaga las llamas y los cuerpos en combustión, y es esta una propiedad que conviene mucho conozcan los bodegueros, pues los tubos de anhídrido sulfuroso líquido sirven de verdaderos apaga-incendios, y aun sin disponer del sulfuroso líquido podemos cortar, en sus comienzos, los fuegos que se inicien por prenderse el hollín de las chimeneas, echando unos trozos de azufre al hogar y tapando su boca con trapos mojados.

Es interesantísima la propiedad del gas sulfuroso de combinarse con muchas materias colorantes, dando cuerpos incoloros, y produciendo, por lo tanto, la *decoloración*; pero es importante advertir que, por lo general (y al contrario de lo que ocurre con otros cuerpos decolorantes, como el cloro en presencia del agua), la decoloración pro-

ducida por el gas sulfuroso *no es permanente*, y, *aireando* la sustancia decolorada, vuelve a reaparecer el color. Dispongamos las siguientes experiencias:

Primera experiencia.—Si se hace burbujear el gas sulfuroso en un vino o mosto tinto, o, aún más fácilmente, se disuelve, en él, un poco de metabisulfito potásico o un bisulfito cualquiera, el vino o mosto se decoloran, tomando un tinte pardo claro; pero si aireamos el líquido, y, aún más rápidamente si lo calentamos hasta 60° ó 70°, el color reaparece sin alteración, lo que demuestra que el gas sulfuroso *se combina con las materias colorantes del vino, pero no las destruye*. Esta propiedad es interesantísima para la elaboración de vinos.

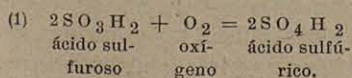
Segunda experiencia.—Pongamos una rosa y una capsulita con azufre ardiendo, debajo de un gran vaso o campana de vidrio; la rosa se decolora, pero si la sumergimos en agua ligeramente acidulada, con un ácido cualquiera, clorhídrico por ejemplo, su color vira al rojo, como todas las tinturas vegetales; luego éstas no han sido destruidas.

Tercera experiencia.—Podemos hacer desaparecer las manchas de vino y otras, en las telas, mojándolas con solución concentrada de metabisulfito potásico y lavándolas luego con *mucha agua*.

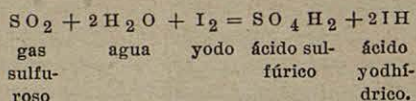
En los vinos y mostos, el gas sulfuroso que se les adiciona, se combina no sólo con la materia colorante, sino con otras sustancias, entre ellas el azúcar; así, pues, el gas sulfuroso, al cabo de algún tiempo, estará casi todo en estado *combinado* y sólo una pequeña proporción *libre*, o sea disuelta en el vino o mosto.

Hemos visto anteriormente, al tratar de los anhídridos en general, que el gas sulfuroso disuelto en el agua da a ésta reacción ácida, por formarse el ácido sulfuroso ($\text{SO}_2 \text{H}_2$); a este ácido no se le conoce libre, y sí sólo en disolución; sus sales son los sulfitos y bisulfitos, los cuales sabemos que desprenden fácilmente el gas sulfuroso y de ahí su empleo en Enología.

El ácido sulfuroso en contacto con el oxígeno del aire, se oxida, aunque muy lentamente en las condiciones ordinarias, y pasa a ácido sulfúrico (1) y por eso en los vinos muy *sulfitados*, después de varios trasiegos, en los que se airean, pueden encontrarse cantidades de sulfatos (sales del ácido sulfúrico) un poco mayores que las que estos vinos contenían naturalmente; ya veremos, sin embargo, en Enología, que con las dosis de gas sulfuroso ordinariamente empleadas en la elaboración de vinos, este aumento de la proporción de sulfatos en el vino, es insignificante; queda demostrado por esta propiedad, que el gas sulfuroso se oxida fácilmente, luego es *un cuerpo reductor*.



Es interesante, para explicarse el fundamento de la determinación de las dosis de gas sulfuroso contenidas en los vinos (ver Enología, Capítulo XXIII), el conocer la reacción del gas sulfuroso y sus compuestos (sulfitos, bisulfitos) con el yodo, en presencia del agua: en esta reacción, el yodo, en presencia del agua, *oxida* al ácido sulfuroso o a los sulfitos, que pasan a ácido sulfúrico o sulfatos, respectivamente, y el yodo libre desaparece, por combinarse con el hidrógeno del agua, según se expresa en la siguiente igualdad:



En esta reacción, el gas sulfuroso actúa también como cuerpo *reductor*.

Experiencia.—Disolvamos en agua un poco de metabisulfito potásico, u otro sulfito cualquiera; pongamos la solución en un vasito, y agreguemos unas gotas de un engrudo de almidón, *muy claro*. Echando después gota a gota *tintura de yodo*, veremos que, al caer las gotas en el líquido del vaso, producen el color azul, característico, que da el yodo con el almidón; pero este color desaparece instantáneamente, porque el yodo se combina: después de añadir cierto número de gotas de tintura de yodo, éste llega a *oxidar* indirectamente a todo el gas sulfuroso, y entonces todo el líquido del vasito se vuelve de color azul intenso, que ya no desaparece, porque el yodo en exceso queda libre y reacciona con el almidón. En esta reacción están fundados los métodos de determinación del gas sulfuroso en los vinos y mostos..

El gas sulfuroso es un antiséptico bastante enérgico; es decir, que, a dosis convenientes, paraliza y llega a destruir los microbios. Las levaduras que producen la fermentación de los mostos, toleran, sin morir, dosis relativamente bastante elevadas, pudiendo graduarse éstas de tal manera que su efecto sea casi nulo, o, simplemente, de paralización de la actividad de las levaduras durante algunas horas; si se fuerza la dosis de gas sulfuroso, podemos llegar a la esterilización, es decir, a que las levaduras mueran. La mayor parte de los microbios causantes de enfermedades y alteraciones en los vinos, resisten menos que las levaduras, la acción del gas sulfuroso. Las dosis de gas sulfuroso que se adicionan a los mostos y vinos, no son de ninguna manera perjudiciales para la salud del que los bebe, y teniendo en cuenta lo que antecede, se comprenderá la gran importancia y el frecuentísimo empleo del gas sulfuroso y de los bisulfitos en las operaciones de elaboración de vinos. Parece también, que la acción curativa que el azufre ejerce sobre las viñas enfermas de oidium (cenizo) es debida asimismo a que, en el aire y por el calor del sol, parte de este azufre se transforma en *gas sulfuroso*, que es el que directamente destruye al hongo que origina la enfermedad.

El gas sulfuroso tiene también, además de las ya citadas aplicaciones, otras en la industria del blanqueo de tejidos, y en Medicina y Veterinaria.

Debemos advertir que el gas sulfuroso no es venenoso, propiamente hablando, pero si se respirase o absorbiese en cantidades muy excesivas, podría ocasionar sofocaciones, mucha tos y otros trastornos; en estos casos, es aconsejable salir a respirar inmediatamente al

aire libre, y si el trastorno fuese producido por beber una solución sulfurosa demasiado cargada, debe tomarse un poco de agua a la que se ha añadido una pequeña cantidad de *magnesia calcinada*.

Acido sulfúrico.—Fórmula— $\text{SO}_4 \text{H}_2$.—El ácido sulfúrico es un líquido muy pesado, espeso y siruposo (de aspecto parecido a un jarabe); si es puro, es incoloro como el agua, pero el ácido sulfúrico comercial (llamado vulgarmente *aceite de vitriolo*, o simplemente *vitriolo*) tiene un color negruzco bastante pronunciado. Es un ácido muy *fijo*, porque no hierve hasta la temperatura de 338° .

Sus propiedades químicas, más interesantes, van indicadas a continuación, comprobando cada una de ellas mediante experiencias. *El ácido sulfúrico es muy ávido del agua*, en la que se disuelve en todas proporciones, *desarrollándose mucho calor al mezclar los dos líquidos*; esto nos indica que no se trata solamente de una simple disolución, ni de una mezcla, sino de una verdadera *combinación química del ácido sulfúrico puro con el agua*, formando hidratos de este ácido; el desarrollo de calor es especialmente enérgico al añadir el agua sobre el ácido, que puede llegar a hervir, proyectándose fuera del recipiente, y salpicando al que hace la mezcla, ocasionándole *quemaduras que pueden ser muy graves*. Por esta razón, *la mezcla del ácido sulfúrico y agua debe hacerse, siempre, echando poco a poco el ácido sobre el agua*, agitando continuamente, y *jamás echando el agua sobre el ácido*. Procediendo como se dice no hay temor a accidente alguno.

Es tal la avidez del ácido sulfúrico por el agua, que absorbe el vapor de agua contenido en la atmósfera, o en mezcla con otros gases, utilizándose frecuentemente esta propiedad para desecar cuerpos gaseosos (que no reaccionen con el ácido sulfúrico) o para mantener seco el aire en un recipiente cerrado; así, por ejemplo, hemos dicho que para obtener *gas ácido clorhídrico seco*, basta hacerle barbotar (antes de recogerlo), en el ácido sulfúrico contenido en un frasco; en las balanzas de precisión, para evitar que sus piezas metálicas se oxiden en el aire húmedo, se coloca, dentro de la urna de cristal que las protege, un vasito con ácido sulfúrico concentrado, comercial, que se renueva de tiempo en tiempo: en los laboratorios se usan mucho los *dsecadores*, como el que representa la figura 35, para mantener secas las sustancias. Un desecador es un recipiente de vidrio, en cuyo fondo se pone ácido sulfúrico concentrado; dentro del desecador, por encima del ácido y sobre una placa de porcelana (representada aparte en la figura) se colocan las cápsulas o vasos que contienen las sustancias que queremos mantener sin que absorban humedad.

Teniendo en cuenta esta propiedad, el ácido sulfúrico concentra-

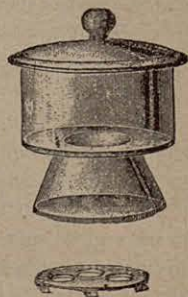


Fig. 35

do, debe guardarse siempre en frascos bien tapados, con preferencia provistos de tapón de cristal esmerilado.

Experiencias.—1.º—Pongamos agua en un vaso de vidrio o en una cápsula de porcelana, y añadamos, poco a poco y con precaución, *ácido sulfúrico concentrado* (*repetimos que jamás debe agregarse el agua sobre el ácido, sulfúrico*); podremos comprobar, tocando el vaso por su parte exterior, que se calienta extraordinariamente, tanto que, si el vaso es de vidrio ordinario, no conviene hacer la mezcla más que muy poco a poco y agitando con una varilla de vidrio, pues podría rajarse el vasito. Si medimos con probetas graduadas las cantidades de agua y ácido sulfúrico que vamos a mezclar y hacemos su mezcla en otra probeta graduada, podremos observar que, después de enfriarse el líquido, su volumen es menor que la suma de los volúmenes de ácido y agua que hemos mezclado; hay, por lo tanto, *contracción*; por ejemplo, 50 centímetros cúbicos de ácido sobre 50 centímetros cúbicos de agua sólo dan, después de enfriarse la disolución, 97 centímetros cúbicos de *ácido sulfúrico diluido*.

Segunda experiencia. — Si pesamos un vasito que contenga *ácido sulfúrico concentrado*, lo dejamos unas horas en una atmósfera húmeda y lo volvemos a pesar, habrá aumentado de peso, debido al vapor de agua absorbido por el ácido concentrado.

Muchas materias orgánicas se carbonizan en contacto del ácido sulfúrico concentrado; esta propiedad no difiere en esencia de la anterior, porque lo que ocurre es que gran número de sustancias orgánicas contienen el *carbono* combinado con oxígeno e hidrógeno y frecuentemente estos últimos entran en la combinación en la misma proporción que en el agua; el ácido sulfúrico absorbe este agua así *combinada* con el carbono, y la sustancia se *carboniza*, por quedar libre el *carbono*.

Experiencias.—Añadamos unas gotas de ácido sulfúrico sobre un poco de azúcar o de almidón, colocados en una cápsula; estas sustancias se carbonizan en pocos momentos. Un trozo de madera o una tira de papel, sumergidos en ácido sulfúrico concentrado, se carbonizan también rápidamente. El color pardo negruzco del ácido sulfúrico concentrado comercial (impuro) es debido, en parte al menos, a que este ácido ha estado en contacto con sustancias orgánicas que él ha carbonizado, y aun el ácido sulfúrico puro e incoloro contenido en frascos destapados, se colorea ligeramente en pardo, por la carbonización de sustancias orgánicas contenidas en el polvo atmosférico.

El ácido sulfúrico es un ácido muy enérgico; aun en soluciones diluísimas enrojece fuertemente el papel tornasol azul; ataca a muchos metales (recuérdese como ejemplo la preparación del hidrógeno, valiéndose del ácido sulfúrico *diluido* y el zinc o el hierro, y lo dicho en la página 98 acerca de la acción del ácido sulfúrico sobre el cobre), formando las sales correspondientes (sulfatos), que también se producen, como es lógico, al neutralizar este ácido por un hidróxido (base).

Conocidas las propiedades que anteceden, se comprende que el ácido sulfúrico, sobre todo concentrado, hay que manejarlo con precaución: en efecto, cayendo sobre la piel, *produce graves quemaduras*; no hay que decir que al interior es un veneno violentísimo.

Contra las quemaduras que pudiera producir una salpicadura de este ácido, se recomienda lavarlas en seguida con mucha agua fresca, y aun mejor, si se tuviera preparada, con una lechada, clara, de *mag-*

nesia calcinada, después se unta de aceite la parte de piel lastimada y se envuelve en lienzo bien limpio.

En la ropa de color produce el ácido sulfúrico manchas de color rojo, acabando por destruir el tejido. Para quitar estas manchas y evitar que se agujeree la tela (si cae el ácido concentrado la destrucción de la tela es inmediata), se mojarán con amoníaco diluido y después con agua, siendo también el mismo procedimiento aplicable a las manchas de los demás ácidos.

El ácido sulfúrico no se prepara nunca en los laboratorios; industrialmente se obtienen grandes cantidades, oxidando el gas sulfuroso mediante el ácido nítrico, en presencia del agua, produciéndose reacciones muy complejas. El ácido sulfúrico que la industria prepara (ácido sulfúrico comercial) es muy impuro, conteniendo, entre otras impurezas, plomo, carbón, etc.; además lleva siempre una pequeña cantidad de agua: este ácido comercial es el empleado generalmente en las aplicaciones prácticas. En el comercio se encuentra también ácido sulfúrico puro, para los usos de laboratorio y otros que así lo requieren, pero aun este ácido puro contiene algo de agua, pues, dada la facilidad con que la absorbe, es muy difícil mantenerle privado de ella en absoluto. Como las soluciones de ácido sulfúrico en agua, son tanto más densas cuanto más ácido contienen, es usual, en el comercio, expresar su riqueza por la densidad o más frecuentemente por su grado Beaumé; el ácido sulfúrico comercial más concentrado marca 66° Beaumé, o sea 1,840 de densidad, y tiene una riqueza en ácido puro (SO_4H_2) del 95,7 por 100. El ácido sulfúrico de 60° Beaumé, o sea de 1,530 de densidad, contiene solamente el 62,5 por 100 de ácido puro.

Las aplicaciones del ácido sulfúrico son numerosísimas, lo mismo en los laboratorios que en muchísimas industrias, entre ellas las de fabricación de algunos abonos (superfosfatos, sulfato amónico).

En las bodegas se emplean las soluciones diluidas (del 5 al 10 por 100) de este ácido para lavar envases de madera, nuevos o en mal estado de conservación (ver Enología). En Viticultura se emplea el ácido sulfúrico para preparar algunos caldos, usados en el tratamiento de ciertas enfermedades de las vides, por ejemplo, en el tratamiento preventivo contra la Antracnosis (ver Viticultura). Como el ácido sulfúrico ataca a casi todos los metales, las soluciones de él y los caldos en que intervenga, hay que prepararlos en comportas de madera, o en cacharros de barro; también podrían prepararse en recipientes de plomo, pues, aunque le ataca el ácido sulfúrico, se forma pronto, sobre el metal, una delgada y continua capa de sulfato de plomo, insoluble en el ácido, que protege al resto.

Las sales del ácido sulfúrico (sulfatos) son muy abundantes en la naturaleza, existiendo en todas las tierras y formando parte de las cenizas (materias minerales) de todos los vegetales y animales. El

vino y el mosto contienen siempre sulfatos, aunque en pequeña cantidad. Muchos *sulfatos* son de gran interés y aplicación en la Agricultura; el sulfato amónico y el sulfato de potasa se emplean como abonos, el sulfato de cal (yeso) como abono-enmienda, y alguna vez es adicionado a la vendimia, aunque ya veremos, en Enología, lo poco recomendable que es, por lo general, esta práctica; los sulfatos de cobre y hierro son usadísimos en Viticultura para prevenir y curar diversas enfermedades de la vid. Más adelante, y en el lugar correspondiente, daremos noticias de cada una de estas sales.

El azufre, combinado con el oxígeno e hidrógeno, forma, además de los ácidos sulfuroso y sulfúrico, otros compuestos ácidos de menos interés para nosotros; sólo citaremos el *ácido sulfúrico fumante* (ácido piro-sulfúrico ($S_2 O_7 H_2$)) que tiene alguna aplicación industrial), y el *ácido tiosulfúrico* ($S_2 O_3 H_2$), una de cuyas sales, el *tiosulfato* o *hiposulfito sódico*, es muy conocido, por emplearse en fotografía.

CAPITULO XVIII

Oxido de carbono, anhídrido carbónico (gas carbónico) y sulfuro de carbono.—Sulfocarbonato de potasa.

Hemos dicho que el número de compuestos de carbono es inmenso y que los estudiaremos separadamente de todos los demás, a causa de sus especiales propiedades y clasificación. En esta parte de la Química, sólo daremos noticia de los tres cuyos nombres encabezan este capítulo, por tener algunas propiedades análogas a los cuerpos de que vamos tratando.

Oxido de carbono—Fórmula CO.—Cuando el carbón arde incompletamente, por quemarse en un horno, estufa o brasero insuficientemente aireados, se produce un gas incoloro, inodoro e insípido, que arde con llama azul y que es poco soluble en el agua, a la que no comunica reacción ácida; este gas, llamado vulgarmente *tufo de los braseros*, es el *óxido de carbono*, cuerpo que no tiene aplicación ninguna para nosotros y del que no hablaríamos si no fuera por los numerosos accidentes desgraciados que puede ocasionar. En efecto, el óxido de carbono es *muy venenoso*, y respirado, en pequeña proporción, aunque sea en mezcla con el aire, puede producir la muerte; la circunstancia de ser incoloro e inodoro, aumenta el peligro, y, por lo tanto, nunca se tomarán excesivas precauciones para precaverse de sus efectos.

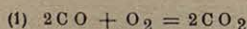
Los braseros mal encendidos no deben dejarse nunca en locales cerrados, y de ninguna manera debe mantenerse, ni bien ni mal encendido, un brasero, sea de leña o de carbón, o estufa, en la habitación, mientras en ella se duerme. En las estufas de palastro o chapa de hierro, es peligroso que sus paredes lleguen a ponerse al rojo;

porque el hierro enrojecido deja pasar a su través al óxido de carbono. El olvido de estas elementales precauciones trae consigo el que se registren, continuamente, muertes de muchas personas inadvertidas o ignorantes. El primer auxilio que debe prestarse, en caso de accidente por haber respirado el óxido de carbono, es hacer respirar aire puro al paciente.

El óxido de carbono es químicamente un cuerpo *reductor*, es decir, que se combina con facilidad con el oxígeno, para formar el gas carbónico o anhídrido carbónico (1) y de ahí su única aplicación, que consiste en combinarlo con el oxígeno de los óxidos de ciertos metales, quedando libre el metal; esta reacción se utiliza mucho en la extracción de los metales, de los minerales que los contienen.

Anhídrido carbónico (gas carbónico)—Fórmula CO_2 .—Cuando se quema, en suficiente aire o en el oxígeno, el carbón o cuerpos que contienen carbono, se forma siempre un gas inodoro, incoloro, impropio para la respiración; este gas es una combinación del carbono con el oxígeno, en la proporción de 12 gramos de carbono con 16 gramos de oxígeno, y es el llamado *anhídrido carbónico* o *gas carbónico*.

Ya hemos indicado, que los seres vivos, vegetales y animales, necesitan oxígeno, que se combina con sustancias carbonadas y las quema, siendo resultado de esta combustión lenta, la formación del *gas carbónico*, que el animal o planta expulsan fuera de su cuerpo; estos fenómenos de absorción del oxígeno y formación y desprendimiento de gas carbónico, constituyen la respiración de los seres vivos, sean plantas o animales. Esta respiración es, pues, otra causa de producción constante de *gas carbónico*. La transformación de los mostos en vinos, es decir, la *fermentación alcohólica* de los mostos (que veremos está producida por plantitas microscópicas llamadas *levaduras alcohólicas*), no es más que una transformación del azúcar de uva, la cual se descompone, produciéndose alcohol principalmente, glicerina, y otras varias sustancias en proporciones muy pequeñas, y desprendiéndose una gran cantidad de *gas carbónico*, llamado por esta razón *tufó de las bodegas* (2). Otras muchísimas fermentaciones y putrefacciones de materias orgánicas, producen este gas, que también se desprende de las grietas de algunos terrenos volcánicos. Al tratar del aire, dijimos que siempre contiene gas carbónico, aunque en pequeña proporción. Las aguas potables naturales también



óxido	oxi-	anhídri-
de car-	geno	do car-
bono		bónico.

(2) Al fermentar, en condiciones normales, un mosto, se producen 46,74 gramos de gas carbónico por cada 100 gramos de azúcar que el mosto contenga; según esto, un hectolitro de mosto que contenga 200 gramos de azúcar por litro, producirá, en su fermentación, 9348 gramos de gas carbónico, lo que supone 4725 litros de este gas (a la temperatura de 0° y presión atmosférica normal).

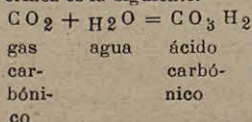
le llevan disuelto, y muchas aguas minerales le contienen en proporción bastante grande. Es, pues, el gas carbónico, abundantísimo en la naturaleza, su peso es mayor que el del aire (próximamente vez y media más denso) siendo el peso de un litro de gas carbónico 1,98 gramos, a la temperatura de 0° y presión atmosférica normal de 760 mmts.

El gas carbónico se disuelve en el agua en bastante proporción, a la presión ordinaria (un litro de agua a 15° grados puede disolver hasta 1 litro de gas carbónico); a presiones superiores a la atmosférica, disuelve, naturalmente, mayores cantidades, pudiendo admitirse, con gran aproximación, que a presión doble, triple, etc., de la atmosférica, la cantidad de gas carbónico disuelto en el agua puede ser doble, triple, etc. (1). El agua de Seltz, tan conocida por todo el mundo, no es más que agua potable en la que se ha disuelto gas carbónico, a presión 4 ó 5 veces superior a la normal, mediante aparatos especiales; contendrá, pues, aproximadamente 4 ó 5 litros de gas carbónico por cada litro de agua. El gas carbónico disuelto en el agua le comunica reacción ácida, lo que podemos comprobar observando que vira al rojo el color de un papelito azul de tornasol, mojado en agua de Seltz; por lo tanto en esta disolución existe el *ácido carbónico* (2) propiamente llamado así, pues a veces se denomina, con notoria impropiedad, *ácido carbónico*, al anhídrido o gas carbónico, el cual antes de disolverse (y reaccionar) con el agua, no es un ácido, porque no contiene *hidrógeno*. A este ácido carbónico no se le conoce más que disuelto en el agua, pues se descompone con gran facilidad.

Las sales del ácido carbónico (cuya fórmula es CO_3H_2) se denominan *carbonatos*, y entre ellos hay algunos de excepcional interés. El *carbonato de calcio* (caliza), de fórmula CO_3Ca , que forma por sí solo, y alguna vez mezclado con otras sustancias, muchísimas rocas (rocas calizas) tan abundantes que, a menudo, constituyen ellas solas, montañas, sierras o capas de terreno, y sus disgregaciones en guijarros más o menos gruesos, gravillas, arenas y calizas terrosas, entran a formar parte de casi todas las tierras de labor. La proporción de caliza en las tierras es dato de gran importancia para el viticultor, porque muchas variedades de vides americanas, usadas hoy como porta-injertos, o como productores directos, sólo toleran ciertas dosis

(1) Este aumento de la solubilidad de los gases en los líquidos, proporcionalmente a la presión a que están sometidos, no es exclusiva al gas carbónico, sino que constituye una ley general.

(2) La reacción que se verifica es la siguiente:

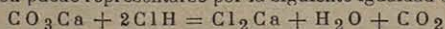


de caliza en las tierras en que se cultivan, contrayendo la enfermedad llamada *clorosis* si se plantan en las muy calizas, para ellas. El *carbonato de magnesio* (CO_3Mg) forma parte de muchas rocas, y puede entrar también en la constitución de las tierras de labor. Los carbonatos de potasa y sosa (*potasa y sosa* comerciales) son muy usados y tienen aplicaciones en las industrias del agricultor.

El gas carbónico es también muy soluble en el alcohol puro y en los vinos, aunque en estos últimos la solubilidad del gas carbónico es variable según los tipos de vinos de que se trate; a los vinos que contienen disuelto, a presión, una cantidad notable de gas carbónico, bien producido naturalmente por fermentación de un resto de azúcar, o bien añadido artificialmente en aparatos análogos a los de fabricación de agua de Seltz o gaseosas, se les llama *vinos espumosos, naturales o artificiales*, aunque estos últimos más bien debieran denominarse simplemente *vinos gasificados*. El gas carbónico disuelto en el agua o en el vino le comunica un sabor picante, agradable, bien conocido y perceptible en algunos vinos nuevos, y muy marcado en el agua de Seltz, gaseosas y vinos espumosos.

Todos los carbonatos tratados por un ácido producen efervescencia, por desprenderse el gas carbónico (1). Tomemos, por ejemplo, un trozo de piedra caliza (carbonato cálcico) y depositemos sobre ella unas gotas de ácido clorhídrico (y aun simplemente de vinagre, que contiene mucho *ácido acético*); veremos que el ácido ataca a la piedra, desprendiéndose muchas burbujas de un gas, que podemos recoger para comprobar por sus propiedades que es el gas carbónico. Para ello, pongamos la piedra caliza, o un poco de tierra, caliza también, en un frasco como el de la figura 26, y dejemos caer, por el embudo, el ácido clorhídrico (por ejemplo, el ácido clorhídrico comercial diluído en agua, a partes iguales); como el gas carbónico es mucho más pesado que el aire, se irá acumulando en el frasco en donde se recoja y acabará por llenarlo; con el gas así recogido se pueden hacer las experiencias comprobatorias que más adelante indicaremos. Esta experiencia puede servirnos para reconocer si una roca o una tierra son calizas o no, pues de no contener carbonatos (el principal, de los contenidos en las rocas y tierras, es la *caliza*), no darán efervescencia con los ácidos, produciéndola, por el contrario, si se trata de rocas o tierras *calizas*. Si, en aparatos especiales y muy sencillos, llamados *calímetros*, midieramos la cantidad de gas carbónico que se des-

(1) La reacción puede representarse por la siguiente igualdad química:



carbo-	ácido	cloru-	agua	gas
nato	clor-	ro cálc-		car-
cálcico	hídrico	cico		bóni-
co (caliza)	co			co.

prende al atacar, por un ácido, un peso conocido de tierra, podríamos calcular fácilmente la cantidad de caliza de que procede, y, por lo tanto, la riqueza caliza de la tierra: como esta determinación interesa muchísimo al viticultor, más adelante (Capítulo XXXVI) hablaremos de ella con todo detalle.

El gas carbónico no arde, es decir, no es combustible, y, por el contrario, apaga las llamas y extingue el fuego en los cuerpos que se queman; es un gas irrespirable y produce la muerte por asfixia en cuanto su proporción en el aire llegue a ser del 20 al 30 por 100. Sin embargo, no es, propiamente hablando, una sustancia venenosa.

Estas dos propiedades del gas carbónico, son muy conocidas de quienes trabajan en la bodega, los cuales saben bien que, si se acerca una cerilla o una vela encendida a la boca de un lagar, o de un cono o tino, en el que esté fermentando mosto, se apagan inmediatamente, e igual ocurre con un carbón hecho ascua; y en cuanto a ser este gas impropio para la respiración, bien conocidos son, por desgracia, los accidentes que sobrevienen a las personas que han penetrado imprudentemente en bodegas mal ventiladas o han entrado a hacer la limpieza de lagares o depósitos de fermentación, antes de airearlos bien. Para prevenir estos accidentes, bastará llevar siempre delante de sí, al entrar en una bodega de defectuosa ventilación, una vela encendida, retrocediendo en cuanto se note que no arde normalmente y su llama es menos brillante, y no entrar en un lagar o tino sin asegurarse de que, aun en su parte más baja, en donde por razón de su mayor peso se acumula el gas carbónico, arde perfectamente una vela encendida.

En las bodegas de construcción moderna y racional, estos accidentes son imposibles, pues siempre se procura una ventilación suficiente en los locales de fermentación.

En casos de accidente producido por el gas carbónico, es indispensable hacer respirar aire puro al paciente, practicándole, si es necesario, los movimientos de los brazos y la tracción de la lengua, para provocar la respiración artificial.

El gas carbónico se liquida, con bastante facilidad, cuando se le comprime y enfría; hoy se encuentra corrientemente en el comercio el anhídrido carbónico líquido, vendiéndose encerrado en tubos muy resistentes, de hierro, provistos de una llave de salida; estos tubos depósitos deben tenerse en sitio fresco y nunca al sol ni en sitio muy caliente. El anhídrido carbónico líquido es transparente e incoloro, al dejarlo salir del tubo que lo encierra se evapora rapidísimamente, produciendo tanto frío esta evaporación, que el mismo líquido llega a solidificarse en masas blancas, (anhídrido carbónico sólido), llamadas *nieve carbónica*, cuya temperatura es inferior a 80° bajo cero. No hay para qué decir que esta *nieve carbónica* no puede apretarse entre los dedos, pues por su temperatura enormemente fría produ-

ciría lesiones análogas a graves quemaduras. El gas carbónico líquido y la nieve carbónica tienen muchas aplicaciones en la industria y en los laboratorios para producir bajas temperaturas, fabricación de gaseosas, etc. Además, estos tubos de gas carbónico líquido permiten tener disponible el gas carbónico que pueda necesitarse en algunas operaciones especiales de bodega (trasiegos y filtraciones a presión, de vinos muy delicados que no convenga poner en contacto del aire, gasificación de vinos, etc.).

Como el gas carbónico es cuerpo cuyo conocimiento interesa al agricultor y al bodeguero, indicamos a continuación algunas experiencias curiosas que corroboran sus principales propiedades, ya enunciadas, y nos permiten descubrir otras.

Primera experiencia.—Comprobar que el gas carbónico es más pesado que el aire y que la fermentación alcohólica produce gas carbónico.

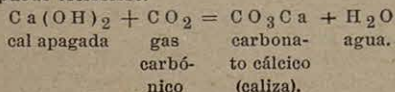
Llenemos de gas carbónico una probeta o frasco, bien produciéndolo por un carbonato (caliza, por ejemplo) y un ácido, como hemos indicado antes, o, más sencillamente, metiendo el frasco o probeta en un lagar o tino en fermentación activa: este gas lo podemos *verter* y *trascasar*, como si fuera agua, a otra probeta o frasco, y para comprobar que ocurre así, podemos colocar en el fondo de esta segunda vasija una vela encendida, la cual se apagará, en cuanto se encuentre sumergida en el gas carbónico (figura 36). La experiencia es más instructiva aún, disponiendo, en un vaso grande, varias velas a diferentes alturas, las cuales se apagarán sucesivamente, empezando por las más bajas, lo que demuestra también la gran densidad del gas.



Fig. 36.

Segunda experiencia.—Nuestra respiración, como la de las plantas y animales, produce gas carbónico. Tomemos un poco de *cal viva* (óxido de calcio) y *apaguémosla* con un poco de agua, añadiendo luego más, para hacer una *lechada* clara; filtremos por un buen papel de filtro, y tendremos un líquido transparente, en el que está en *disolución* alguna cantidad de cal apagada. Si ponemos esta solución en un vaso y soplamos con una paja o tubito dentro del líquido, veremos que el líquido se enturbia, porque el gas carbónico que nuestro aliento contiene se combina con la cal, produciéndose el *carbonato de cal* (caliza), insoluble en el agua (1).

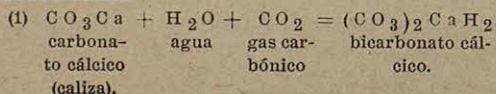
(1) Esta reacción puede escribirse:



Tercera experiencia.—*El agua cargada de gas carbónico, disuelve el carbonato de cal y algunas otras sustancias que son insolubles en el agua pura.*—Preparamos, exactamente igual que en la experiencia anterior, una *disolución* de cal apagada en agua; hagamos burbujear en esta solución el gas carbónico, producido por cualquiera de los medios explicados; al principio la solución se enturbiará por formarse el carbonato cálcico (caliza) insoluble en el agua, pero si continuamos haciendo pasar gas carbónico a través del líquido, llegará un momento en que éste en lugar de enturbiarse más, se aclara y queda otra vez transparente: la caliza se ha disuelto en el agua cargada de gas carbónico: sería más exacto decir que el ácido carbónico se ha combinado con el carbonato cálcico, formándose el bicarbonato cálcico (carbonato *ácido* de calcio) que es soluble en el agua (1). Pero si hervimos, o simplemente calentamos, el agua carbónica en que está disuelta la caliza, el gas carbónico se desprende, y la solución vuelve a enturbiarse, por precipitación del carbonato de cal o caliza: la experiencia puede, pues, repetirse cuantas veces se desee con el mismo líquido.

El fenómeno que acabamos de explicar y comprobar tiene mucha importancia en Agricultura; en efecto, el agua (de lluvias, rocíos, nieves o riegos) que circula en las tierras y las empapa, está cargada de gas carbónico procedente del aire y de varias descomposiciones de materias orgánicas (restos vegetales, estiércol, etc.), contenidas en la misma tierra, y este agua irá disolviendo la caliza, que así es más fácilmente absorbida por las raíces de los vegetales.

Pero el gas carbónico disuelto en el agua (ácido carbónico) no sólo disuelve la caliza, sino que ataca y disuelve también (por lo general de una manera lentísima), a muchas otras sustancias de las tierras y rocas, facilitando la absorción, por las plantas, de algunos elementos para ellas necesarios, y contribuyendo a la desagregación de muchas rocas. Otras veces, por el contrario, la evaporación de aguas cargadas de caliza disuelta a favor del gas carbónico, dejan depósitos de calizas, que llegan a formar nuevas rocas, y ejemplo bien claro de ello lo tenemos en la manera de formarse las *estalactitas* en muchas grutas; en este caso, las aguas muy calizas se filtran por hendiduras del techo y paredes de la gruta, y, al caer gota a gota, parte del gas carbónico que estas aguas contienen se desprende, volviendo al estado insoluble y sólido la caliza que en ellas estaba disuelta, pareciendo que las gotas de agua se solidifican antes de caer y formándose esas rocas puntiagudas, que parecen colgar del techo de algunas grutas.



Sulfuro de carbono—Fórmula S_2C .—Es un líquido más denso que el agua, transparente, incoloro y muy volátil; es decir, que se evapora rápidamente; su olor, *cuando es químicamente puro*, no es desagradable, pero el olor del *sulfuro de carbono* del comercio es inconfundible, repugnante y muy pronunciado; puede compararse con el de las coles podridas.

El sulfuro de carbono *es de uso peligroso*, por la gran facilidad con que se inflama, lo mismo el líquido que los abundantes vapores (más pesados que el aire) que desprende, aun a la temperatura ordinaria; por esta razón, se aconseja que no se maneje más que al aire libre, y a la sombra, o en habitaciones en donde no haya ninguna llama ni aun muy alejadas del sitio donde se opere; un cigarrillo encendido, una simple chispa, puede producir la inflamación de los vapores de sulfuro (a veces con detonación) y provocar accidentes muy graves; los vapores de sulfuro de carbono calentados a 230° se inflaman espontáneamente, *sin necesitar el contacto con una chispa o llama*; por esta razón, los recipientes que contienen sulfuro deben tenerse lejos de todo foco de calor (estufa, horno, etc.): ninguna precaución racional debe parecernos excesiva en este punto.

El sulfuro de carbono no se disuelve (o se disuelve muy poco), en el agua; por eso se conserva en frascos de cristal, o en barriles y bidones de hierro en los que se adicione una capa de agua que, por ser menos densa, flota y evita se evapore. Se mezcla, por el contrario, en todas proporciones con el alcohol. Disuelve perfectamente al azufre y a los aceites y materias grasas, y de ahí su empleo en las fábricas de aceites de orujos y de aceites de semillas. Sus vapores son sumamente venenosos para los insectos, y aun para las plantas, sobre todo cuando están en período de vegetación; pero las plantas *toleran* sin morir ciertas dosis no muy elevadas, que pueden producir solamente algún retraso en la vegetación; teniendo en cuenta esto se aplica el sulfuro de carbono, inyectado en el suelo, mediante aparatos especiales (palos inyectadores Vermorel o Gastine que se describen en Viticultura) y a dosis de 30 gramos por metro cuadrado para destruir los gusanos blancos (*Vesperus*, *Melolonta*) que atacan a las raíces de la viña; en dosis iguales se ha usado algunas veces para defender los viñedos contra la filoxera, aunque, en general, el procedimiento es poco económico, pues para ser eficaz habría que repetirlo cada año. En dosis muy elevadas, 120 a 150 gramos por metro cuadrado, desinfecta completamente el terreno, pero *mata también a la cepa*, empleándose en esas cantidades para destruir focos de cepas atacadas por la filoxera, o por la podredumbre o fungosidad de las raíces.

Para evitar los inconvenientes que presenta el empleo del sulfuro de carbono, se pensó en sustituirle por el *sulfocarbonato de potasa*, (cuya fórmula es $S_3CK_2 + H_2O$), cuerpo que se forma al mezclar el

sulfuro potásico con un exceso de sulfuro de carbono, y que es sólido, cristalino, de color amarillo, y sumamente soluble en agua, encontrándose, en el comercio, en soluciones muy concentradas (40° Beaumé). Este compuesto se descompone por la acción del agua cargada de gas carbónico, dando gas sulfhídrico (un 9 por 100) y sulfuro de carbono (un 20 por 100), ambos compuestos venenosos para los insectos. El uso del sulfocarbonato potásico, como insecticida y desinfectante del terreno, estaría indicado en los mismos casos que el del sulfuro de carbono y podría aplicarse, sencillamente, excavando piletas en el terreno, las cuales se regarían con soluciones acuosas del sulfocarbonato, pero a pesar de esta facilidad de manejo, es producto poco generalizado, a causa de que su precio es excesivamente elevado.

CAPITULO XIX

Compuestos del silicio y del boro.

Sílice (anhídrido silíceo).—Fórmula SiO_2 .—Ya hemos dicho que el estudio de las propiedades del metaloide *silicio*, no eran interesantes para la finalidad que nos proponemos en estos apuntes de Química; pero el silicio forma muchos compuestos, de los que algunos son abundantísimos en las tierras laborables, y de ellos hemos de dar alguna idea.

La sílice, compuesto de silicio y oxígeno, es un cuerpo sólido, muy duro, que raya al vidrio; es insoluble en el agua y en casi todos los ácidos. En las tierras es abundantísimo, en formas variadas; a veces en cristales transparentes e incoloros (*cuarzo hialino* y *crystal de roca*), otras en forma de guijarros opacos, blancos o coloreados de diversos tonos por sustancias que acompañan a la sílice, de que se componen casi totalmente (pedernales, cantos rodados, cuarcitas, etcétera); en granitos pequeños, estas mismas rocas silíceas forman las arenas que no son calizas, siendo el papel agrícola de estas arenas, el de dar *so'tura* y *permeabilidad* a las tierras, a no ser que se trate de arenas finísimas. Las tierras en que predomina excesivamente la sílice, suelen ser de mediana o muy poca fertilidad.

Ya veremos, en el Capítulo XXXVI, que se puede separar la arena silícea que contiene una muestra de tierra, colocando la tierra en una cápsula o vaso, y tratándola por un ácido, por ejemplo, el clorhídrico, para atacar y disolver la caliza que contenga; después se lava varias veces con agua, decantando y escurriendo las aguas tur-

bias que resultan, y cuando ya las aguas de estos lavados salgan bien limpias, nos habrá quedado, como residuo, los granos de arena silícea, suficientemente gruesos para no haber sido arrastrados con las aguas que nos han servido para lavar la tierra: estos granillos silíceos constituyen la *arena gruesa silícea*.

La sílice entra en la composición de los vegetales.

Las aplicaciones de la sílice, son numerosas: las rocas silíceas se emplean a veces como piedras de construcción, las arenas, mezcladas con cal o cemento, para formar los morteros; el vidrio y cristal se fabrican fundiendo mezclas de arenas silíceas muy puras, carbonato cálcico (caliza), sosa del comercio (carbonato sódico), y alguna otra sustancia si se trata de fabricar vidrios especiales. En la actualidad, se aprovechan las enormes temperaturas de los hornos eléctricos, para fundir la sílice pura y hacer objetos de cuarzo (cápsulas, tubos, matraces, etc.), que resisten temperaturas muy altas y son, por ello y por ser inatacables por casi todos los ácidos, muy usados en los laboratorios.

La *tierra de infusorios* empleada en filtraciones y clarificaciones de vinos, no es más que sílice muy pura, en granitos pequeñísimos que formaron el esqueleto o armazón de seres vivos microscópicos. Su aspecto es el de un polvo finísimo, de color blanco. Precisamente por tratarse de sílice muy pura, no hay inconveniente en que esté en contacto con los vinos, cuyos ácidos no la atacan; es, pues, condición *indispensable* para su empleo en vinificación, que no contenga *caliza*, lo que reconoceremos fácilmente poniendo un poco de tierra de infusorios en un tubito de ensayo; añadiremos un poco de agua, y cuando ya esté toda la tierra empapada, agregaremos unas gotas de ácido clorhídrico comercial, el cual *no debe producir efervescencia ninguna*; si hubiese efervescencia, la tierra de infusorios contendría caliza, y de ninguna manera debería usarse en las operaciones de bodega.

Al *anhídrido silícico* o sílice (SiO_2) corresponde el ácido silícico (SiO_3H_2), pero, además de este ácido, forma el silicio otros muchos ácidos (ortosilícicos y polisilícicos) de los que se derivan las sales llamadas en conjunto *silicatos*; de estos hay algunos (silicato de sosa y silicato de potasa, llamados *vidrios solubles*) que tienen aplicaciones en Enología; otros silicatos de aluminio, magnesio, cal, sosa, potasa, hierro, de complicadas fórmulas, entran a formar parte de minerales que integran las rocas y las tierras. En los lugares correspondientes daremos algún detalle de los más importantes.

Ácido bórico—Fórmula BoO_3H_3 . —Ácido formado por el metalóide *boro*, del que no hemos hablado por no tener para nuestro objeto ninguna importancia ni aplicación. El ácido bórico es sólido, se presenta en escamas blancas, cristalinas, suaves y sedosas al tacto: se disuelve poco en agua fría y mucho en la caliente, y es cuerpo bastante conocido por tener aplicación en Medicina como antiséptico al exterior, es de-

cir, para impedir, con lavados de agua boricada, el desarrollo de los microbios causantes de enfermedades.

Por esta misma propiedad antiséptica, figura este cuerpo alguna vez en la composición de esos productos llamados *antifermentos*, de cuyo uso ya hemos hablado como merecen, prescribiéndolo en absoluto. La legislación de todos los países prohíbe, con justísima causa, la adición de ácido bórico y boratos (sales del ácido bórico) a los vinos. Aparte de que ninguna falsificación puede tolerarse, contra éstas y otras análogas, todo rigor es poco, por ser dañosas para la salud del consumidor e inaceptables en las buenas prácticas enológicas.

Los metales y sus compuestos.

CAPITULO XX

Estudio particular de los principales metales y cuerpos compuestos que forman.

En la página 49 citábamos los principales caracteres generales de los metales, y aunque entre ellos existen notables diferencias, no es fácil, sin embargo, su clasificación en grupos, en cada uno de los cuales figuren los que tengan muchas propiedades análogas, y según el objeto que se persigue y las propiedades que se consideren más interesantes, varía mucho la agrupación propuesta. Para nuestro estudio, y sin pretender hacer una clasificación científica, admitiremos los grupos siguientes, que se refieren a los únicos metales que pueden interesarnos directa o indirectamente en las aplicaciones a la Viticultura y Enología, haciendo aún una lista quizás demasiado extensa, para no dejar, sin nombrarlos siquiera, metales que son conocidos de todo el mundo, aunque no tengan relación con el especial objeto de estos apuntes.

Primer grupo — Metales llamados alcalinos	Segundo grupo — Metales llamados alcalino- térreos	Tercer grupo	Cuarto grupo	Quinto grupo	Sexto grupo	Séptimo grupo
Potasio.	Calcio.	Magnesio.	Hierro.	Estaño.	Cobre.	Oro.
Sodio.	Bario.	Zinc.	Niquel.	Plomo.	Plata.	Platino.
Amonio (radical de carácter metálico, ver pág. 111).	Estroncio.	Mercurio.	Manganeso.			

En cuanto a los *óxidos*, *hidróxidos* y *sales*, en cuya composición entran los citados metales, ya dimos algunas ideas generales de su formación, propiedades generales y modo de nombrarlos, pero completaremos aquí aquellas nociones.

Los *óxidos* e *hidróxidos* son todos sólidos a la temperatura ordinaria y no suelen tener brillo metálico. Los *óxidos* e *hidróxidos* de los

metales alcalinos son muy solubles en el agua (potasa y sosa caústicas, soluciones acuosas del gas amoníaco). Los de los metales alcalino-térreos son algo solubles en el agua (cal viva y cal apagada, barita o hidróxido de bario..., etc.)

Los demás óxidos e hidróxidos son, algunos muy poco solubles en agua (magnesia calcinada, hidróxido de plomo, etc.) y la mayor parte completamente insolubles en ella. Por la acción del calor algunos óxidos metálicos se funden, a temperaturas a veces elevadísimas, otros se descomponen en *oxígeno* y el *metal*, que queda libre. Los *hidróxidos* calentados pierden agua, y se convierten, primeramente, en *óxidos*.

Las *sales* son todas cuerpos sólidos a la temperatura ordinaria; se presentan, generalmente, *crystalizadas*, y es importante observar que muchas de ellas necesitan, para su *crystalización*, combinarse con el agua en proporción determinada, conteniendo, por lo tanto, sus *cris-tales*, además de los cuerpos que constituyen la sal propiamente dicha, una cierta cantidad de agua, constante para cada sal; a estas sales se les llama *sales hidratadas*. Por el contrario, otras sales *cris-talizan* sin combinarse con el agua, y se les denomina *sales anhidras*. Ejemplos de sales anhidras son el *nitrato sódico*, el *sulfato amónico* (ambas bien conocidas del agricultor por emplearse como abonos), el *cloruro sódico* o sal de cocina, etc. Ejemplos de sales hidratadas son el *sulfato de cobre*, el *sulfato ferroso*, el *yeso crystalizado* (espejuelo) que es el *sulfato de calcio*, etc. Podemos comprobar fácilmente, con algunas de estas sales, esta diferencia. Pongamos en crisolitos o capsulitas de porcelana especial, que resistan al fuego, pequeñas cantidades de las sales, nitrato sódico *crystalizado*, yeso *crystalizado* (espejuelo) y sulfato de cobre *crystalizado*: pesemos cada una de ellas, y anotemos su peso, calentando después estos crisolitos sobre mecheros, o sobre lamparillas de alcohol con buena llama, podremos observar lo siguiente: el nitrato sódico se fundirá (a 330° de temperatura), y enseguida que esto ocurra lo separaremos del fuego: el espejuelo o yeso *crystalizado* pierde su transparencia por el calor; y los *cris-tales* del sulfato de cobre, de color azul, se transformarán en un polvo blanco (*sulfato de cobre anhidro*). Dejemos ahora enfriar los tres crisolitos, volvamos a pesar, y veremos que el crisol que contenía el nitrato sódico, *no habrá perdido peso*, y en cambio los crisolitos que contenían el espejuelo y el sulfato de cobre, *pesarán bastante menos* que antes, *porque estas sales hidratadas han perdido, al calentarlas, el agua de crystalización que contenían*, manifestándose en el sulfato de cobre esta pérdida, por el cambio completo de su color, que sólo depende de la pérdida de agua, como podemos comprobar añadiendo, al sulfato de cobre *anhidro*, (blanco), unas gotas de agua, y viendo que recobra el primitivo color azul, bien conocido, de los *cris-tales* de sulfato de cobre (sal hidratada).

Algunas sales *anhidras*, como el *cloruro de sodio* o sal común, llevan a veces dentro de sus cristales un poco de agua, pero este agua no está combinada con la sal y no es por lo tanto *agua de cristalización*, sino *agua incluída* en la sal, *agua de interposición*, y este agua hace que la sal salte, o como se dice en Química, *decrepita*, al calentarla, partiéndose en trozos los cristallitos de sal en los que el agua estaba incluída.

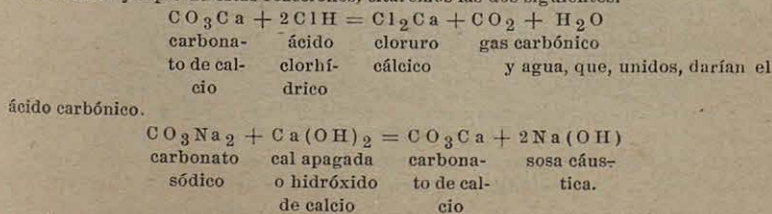
Algunas sales hidratadas pierden, poco a poco, su agua de cristalización en el aire no muy húmedo, aun en las condiciones ordinarias de temperatura; otras sales, por el contrario, absorben el vapor de agua de la atmósfera, y se disuelven en el agua así absorbida, pareciendo liquidarse: las primeras se llaman sales *eflorescentes*, las segundas *delicuescentes*.

Experiencias.—Pongamos en una cápsula, unos cristales de sosa del comercio (carbonato sódico), en otra, un poco de carbonato potásico (potasa comercial), y en otra, un poco de cloruro cálcico; pasado algún tiempo, los cristales de sosa estarán recubiertos de un polvo blanco, parecido en su aspecto a la harina (carbonato de sosa anhidro), y el carbonato potásico y el cloruro cálcico estarán en forma líquida, disueltos en el agua que han absorbido del aire; el carbonato sódico es, pues, una *sal eflorescente*; el carbonato potásico y el cloruro cálcico son *sales delicuescentes*.

Como consecuencia práctica de lo indicado, se deduce que las sales *eflorescentes*, y con mayor razón las *delicuescentes*, conviene guardarlas en frascos bien tapados, siendo lo mejor para afinar exteriormente el tapón de estos frascos, para evitar que la sal, en contacto con el aire exterior, pierda o absorba agua en cantidades muy grandes.

Respecto a las acciones de los ácidos y las bases, nos limitaremos a decir que, a veces, se forman nuevas sales, quedando libres, respectivamente, el ácido o base que formaban la primitiva sal (1). Y finalmente, si mezclamos las disoluciones de dos sales distintas, pueden, en algunas ocasiones, permutar entre sí, *en todo o en parte*, los metales que entraban en su composición, formándose dos nuevas

- (1) Como ejemplo de estas reacciones, citaremos las dos siguientes:



Hagamos notar que el gas carbónico es muy *volátil*, y el carbonato cálcico es *insoluble en el agua*.

sales (1). En estas reacciones, es *frecuente* que ocurra la reacción como si hubiera *tendencia* a producirse el cuerpo que, en las condiciones de la experiencia, fuera más *insoluble* o más *volátil*, aunque en realidad no es esta regla exacta, pues las reacciones químicas parecen regirse por otras leyes, cuyo enunciado no daremos, por exceder su estudio de los límites propios de una obra exclusivamente práctica y de carácter muy concreto y elemental.

Las principales sales que habremos de estudiar son las que derivan de los ácidos clorhídrico, nítrico, sulfuroso, sulfúrico, fosfórico y carbónico, entre los ácidos inorgánicos; es decir, los *cloruros*, *nitratos*, *sulfitos*, *sulfatos*, *fosfatos* y *carbonatos*.

Los *cloruros* son casi todos solubles en el agua; el cloruro de plata, el de plomo, y el mercurioso son insolubles; por eso se reconocen los cloruros que están disueltos en un líquido, añadiéndole una solución de nitrato de plata y unas gotas de ácido nítrico (esto último para evitar confusión con otras sales) y viendo que se produce un *precipitado blanco*, de *cloruro de plata*.

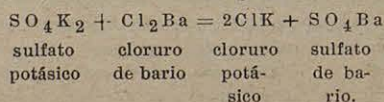
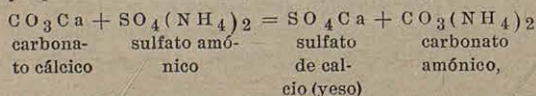
Experiencia.—Poner en un tubo de ensayo un poco de agua, disolver un poco de sal común (cloruro sódico) y agregar unas gotas de una disolución de *nitrato de plata* en agua (puede servir la que se prepara para la determinación de los cloruros en los vinos; ver Capítulo XXVI de la parte de Enología). Se producirá un precipitado blanco muy abundante y que se ennegrece a la luz.

Los *nitratos* son todos solubles en el agua; echados sobre ascuas *deflagran*, (esto es, arden vivamente, sin explosión) y avivan la combustión, porque se descomponen por la acción del calor, desprendiendo oxígeno.

Experiencia.—Podemos fundir, en un tubo de ensayo, un poco de nitrato o salitre (nitrato potásico) o bien de nitrato de sosa, del que se usa para abono, y echando, sobre el nitrato fundido, bolitas de papel de filtro, arderán espontáneamente.

Sulfitos y bisulfitos (sulfitos ácidos).—Los sulfitos y bisulfitos de sosa y potasa son solubles en agua, el sulfito de calcio es poco soluble; el bisulfito de calcio es soluble en el agua. Los sulfitos y bisulfitos

(1) Como ejemplo de estas reacciones, citaremos las dos siguientes:



Hagamos también notar que, entre los cuerpos producidos en ambas reacciones, figuran el carbonato amónico, muy *volátil*, y el sulfato de bario, muy *insoluble*.

tos desprenden *gas sulfuroso* (que se reconoce fácilmente por su olor y propiedades) cuando los tratamos por un ácido, por ejemplo, el clorhídrico.

Experiencia.—Poner en un tubo de ensayo unos cristales de bisulfito potásico o de metabisulfito potásico, y añadir un poco de ácido clorhídrico: se produce efervescencia y olor a gas sulfuroso (olor a azufre) bien conocido y característico.

Los *sulfatos* son casi todos solubles en agua; el sulfato de calcio (yeso) es poco soluble, y los sulfatos de plomo y bario son insolubles. Todos los sulfatos solubles en agua, forman, al añadir a una disolución de ellos unas gotas de solución de cloruro de bario, un precipitado blanco, muy pesado, de *sulfato de bario* (para evitar confusión con otras sales conviene añadir, también, unas gotas de ácido clorhídrico).

Experiencia —A un vino (que contiene siempre sulfatos) o a una solución de sulfato de cobre en agua, puestos en un tubo de ensayo, añadirles unas gotas de solución de cloruro bárico (sirve perfectamente la solución preparada para el análisis de vinos con el nombre de licor yesométrico, según se indica en el Capítulo XXVI, de la parte de Enología) observar que se produce un precipitado, formado por un polvo blanco muy pesado, que se va pronto al fondo del tubo.

Los fosfatos pueden ser *neutros*, *mono-ácidos* y *biácidos*; los fosfatos neutros son casi todos insolubles, excepto los fosfatos neutros de sodio, amonio y potasio; el fosfato bicálcico (monoácido) es soluble en los ácidos débiles y en una solución de la sal llamada citrato amónico; el fosfato monocálcico (biácido) es soluble en el agua. Estos hechos tienen interés para el agricultor, porque los superfosfatos, tan usados como abono, son fosfatos monocálcicos con pequeñas cantidades de fosfato bicálcico (ver más detalles en el Capítulo XXXVII).

CAPÍTULO XXI

Metales alcalinos y principales compuestos que forman.

Sodio (Na) y Potasio (K).—*Ambos monovalentes.*—Estos dos metales no tienen en estado puro ningún interés para nosotros. Son los dos de color blanco, brillante, perdiendo su brillo muy rápidamente en contacto del aire algo húmedo, por combinarse con el oxígeno, razón por la cual se conservan, estos metales, en frascos llenos de petróleo, o bien recubiertos de parafina.

Debido a la gran avidez de estos metales por el oxígeno, en contacto del agua la descomponen, produciendo hidrógeno, conforme se ha detallado para el sodio en la página 69.

La principal aplicación de estos metales puros es su utilización, como cuerpos muy *reductores*, en los laboratorios.

Oxidos y sales del sodio y del potasio.—Si estos metales puros no tienen importancia, bajo nuestro especial punto de vista, sus hidróxidos y muchísimas de las sales en que intervienen, son de uso constante en la vida corriente, en la Agricultura y en Vinificación. En todos los seres vivos se encuentran sales de *sodio* y de *potasio*, abundando más, hablando en términos generales, las sales de sodio en los animales y las sales de potasio en los vegetales (1), y es indispensable que los alimentos para los primeros y las tierras y abonos de donde toman las plantas muchísimos de los elementos necesarios para su vida, contengan estas sales.

Ya veremos más adelante que todas las tierras contienen cierta proporción de sales de sodio y de potasio, las primeras en cantidad generalmente suficiente (a veces excesiva) por lo que rarísima vez se adicionan a las tierras sales de sodio, aunque en ciertos casos y cultivos puede y debe emplearse sal común como estimulante de la vegetación. Por el contrario, las sales de potasio (o como se dice vulgarmente *sales de potasa*) aunque siempre existen en las tierras de cultivo, no todas ellas están en estado soluble y asimilable para las plantas, y precisa que las adicionemos al terreno en forma de *abonos*, bien sea solamente las contenidas en el estiércol y otros abonos *completos*, o en los abonos minerales *potásicos*, los cuales tienen por exclusivo objeto proporcionar a las plantas este elemento de *fertilidad*, en condiciones adecuadas para su alimentación. La vid y sus productos son muy ricos en *sales potásicas*: así según análisis practicados en la Estación Enológica de Haro (Rioja), contienen, por término medio (estas proporciones varían según terreno, clase de cepa, etc.):

100 kgs. de sarmientos secos,	380 grs. de potasa anhidra (K_2O).
100 » de hojas secas,	380 » » » »
100 » de orujos secos,	385 » » » »
20 hectolitros de vino,	1840 » » » »

y cifras mucho más elevadas son las que da, para los viñedos franceses, Mr. Müntz en su obra «Les vignes», resultando en ella términos medios de 940, 1170, 2470 y 2150 gramos de potasa anhidra por cada 100 kgs. de sarmientos, hojas, orujos secos y 20 hectolitros de vino, respectivamente. Las heces y tártaros son excepcionalmente ricos en sales potásicas (principalmente bitartrato potásico) y aunque las cantidades que contienen son sumamente variables según los países, métodos de elaboración, clase de cepa, cultivo, etc., etc., podríamos dar como *términos medios* los siguientes datos:

(1) Algunas plantas que crecen bastante abundantes en terrenos esteparios muy salinos, contienen gran cantidad de sales de sosa; las cenizas de estas plantas, llamadas *barrilleras*, se empleaban antes para fabricar la *barrilla* o *sosa comereial* (carbonato de sosa); hoy día existen procedimientos mucho más económicos para esta fabricación, por lo que sólo se emplean las cenizas de estas plantas para fabricar, disolviéndolas en agua, lejías muy impuras, para usos puramente domésticos.

100 kgs. de heces secas contienen, de 1 a 5 kgs. de potasa pura anhidra (K_2O).

100 kgs. de tártaro contienen, de 13 a 20 kgs. de potasa pura anhidra (K_2O).

Aparte de las empleadas como abonos, muchas sales de sodio y potasio son conocidísimas y otras de uso constante en la bodega; citemos solamente, en comprobación de este aserto, el *cloruro de sodio* (sal común o de cocina), la *sosa comercial* (carbonato de sodio), la *potasa comercial* (carbonato potásico), el *nitro o salitre* (nitrato potásico), el *metabisulfito potásico*, etc., etc.

Los hidróxidos de sodio y potasio y casi todas sus sales, son muy solubles en el agua; entre las que el agricultor y el bodeguero deben conocer, solamente podemos citar al bitartrato potásico (crémor tártaro) como *poco* soluble en agua fría.

Detallemos a continuación las propiedades de los compuestos de sodio y potasio.

Sosa cáustica (hidróxido de sodio)—Fórmula $NaOH$.—Es un cuerpo sólido de color blanco, opaco, que expuesto al aire, o en frascos mal tapados, se combina con el gas carbónico que aquél contiene, transformándose en un polvo o masa, blanca también, pero de aspecto algo diferente, formada por el carbonato sódico (*sosa comercial*) (1). Por esta razón, la sosa cáustica y sus disoluciones deben conservarse en frascos bien tapados, siendo lo mejor recubrir el tapón con parafina.

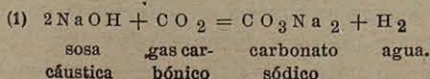
La sosa cáustica se disuelve fácilmente en agua, produciéndose bastante calor (por formarse un hidrato de esta sustancia): las disoluciones de sosa (llamadas lejías) tienen una reacción fuertemente alcalina, pues la sosa cáustica es una *base* muy enérgica.

Es un cuerpo venenoso por sus propiedades cáusticas; quema la piel; sus soluciones destruyen rápidamente los tejidos de lana y seda.

En el comercio se encuentran dos clases de *sosa cáustica*, llamadas *sosa a la cal* y *sosa al alcohol*; la primera es bastante impura, y es la más usada en las aplicaciones industriales; la sosa al alcohol no es más que sosa a la cal, purificada por dilución en alcohol rectificado, para privarla de la mayor parte de sus impurezas (que no se disuelven en el alcohol fuerte), evaporándose luego el alcohol. La *sosa al alcohol* es la que se debe emplear en los laboratorios.

Las aplicaciones de la sosa cáustica son muy numerosas en la industria, en la fabricación de *jabones duros* principalmente; en los laboratorios es de uso muy frecuente.

Potasa cáustica (hidróxido potásico)—Fórmula KOH .—Es un cuerpo sólido, blanco, opaco: expuesto al aire húmedo, absorbe primero la



humedad, liquidándose por disolverse en el agua absorbida; también se combina con el gas carbónico del aire, transformándose en carbonato potásico (potasa comercial), cuerpo también muy delicuescente.

Las propiedades de la potasa cáustica son completamente análogas a las de la sosa cáustica, y, como ella, se disuelve fácilmente en el agua, produciendo calor; es una base enérgica.

En el comercio, y análogamente a lo dicho para la sosa cáustica, se encuentran la *potasa a la cal* y la *potasa al alcohol*, siendo esta última la más pura.

Las aplicaciones principales de la potasa cáustica son la fabricación de jabones blandos y en los laboratorios.

Puede distinguirse, fácilmente, la sosa cáustica de la potasa cáustica añadiéndolas un poco de ácido clorhídrico puro, que reacciona con ellas, produciendo cloruro de sodio o de potasio respectivamente; si ponemos un poco de estos cloruros, o de sus soluciones, en una capsulita de porcelana y añadimos alcohol, veremos que, al arder este alcohol, la llama es *amarilla* para la *sosa cáustica*, y *violeta* si se trata de la *potasa*. Este modo sencillo de distinción es aplicable a todas las sales de sodio y de potasio.

Carbonato sódico (sosa comercial)—Fórmula $\text{CO}_3 \text{Na}_2$.—El carbonato sódico se encuentra en el comercio en dos formas principales, llamadas *cristales de sosa* y *sosa Solvay*. La primera es el carbonato sódico cristalizado, generalmente en grandes cristales blancos, que pierden agua expuestos al aire, convirtiéndose en un polvo blanquecino (el carbonato sódico es, por lo tanto, una sal eflorescente); los *cristales de sosa* contienen mucha cantidad de *agua de cristalización* (hasta el 63 por 100 de su peso). La sosa llamada *Solvay* (nombre del belga que inventó el procedimiento especial con que es obtenida) es un polvo blanco, seco, que no contiene agua, teniendo una riqueza aproximada al 98 ó 99 por 100 de su peso, en *carbonato sódico puro y seco*; estas diferencias de riqueza entre la sosa en cristales y la sosa Solvay son muy de tener en cuenta, para juzgar acerca de su precio.

El carbonato sódico (sosa comercial en una u otra forma) es muy soluble en agua, a la que comunica reacción fuertemente alcalina o básica (recuérdese lo dicho en la página 103) azuleando esta solución, fuertemente, al papel rojo tornasol. Como todos los carbonatos, es descompuesta la sosa comercial por todos los ácidos, desprendiéndose gas carbónico y neutralizándose el ácido, con formación de la sal correspondiente.

Los usos prácticos de la sosa comercial son numerosísimos: para hacer lejías (soluciones en agua) que se emplean en la fabricación de jabones; en las fábricas de papel; para el desengrasado de lanas, etc., etc. En las bodegas se emplea mucho en soluciones del 5 al 10 por 100, para neutralizar los ácidos y lavar envases que han contenido vinos picados y huelen a agrio, y para otras operaciones

de limpieza y desinfección de material, que se detallan en Enología.

En Viticultura se emplea para fabricar el caldo llamado borgoñés (de sulfato de cobre y carbonato sódico) que se utiliza para prevenir el mildiu, pero en España este caldo es poco usado, empleándose, con el mismo fin, el caldo bordelés (compuesto de *sulfato de cobre y cal*), que es más económico y en el que no hay que temer que un exceso de carbonato sódico pueda ejercer efectos deprimentes sobre la vegetación, pues el carbonato sódico es venenoso para las plantas.

Carbonato potásico (potasa comercial)—Fórmula CO_3K_2 .—La potasa del comercio suele presentarse en un polvo blanco, de aspecto cristalino, que es muy *delicuescente* (es decir, que se liquida por absorber el agua que el aire contiene, disolviéndose en ella).

Como para la *sosa comercial*, las soluciones de potasa comercial, en agua, tienen una reacción fuertemente alcalina.

Como todos los carbonatos, el carbonato potásico se descompone por los ácidos, desprendiendo gas carbónico y neutralizándose el ácido.

Las cenizas de madera, y las de casi todas las plantas, son muy ricas en carbonato de potasa (del 8 al 20 por 100), y puede obtenerse una lejía de potasa comercial agotándolas con agua y concentrando la solución en calderas de hierro; estas lejías así obtenidas son muy impuras.

Los usos del carbonato potásico son análogos a los del carbonato sódico, aunque este último es más empleado, por ser más económico. En la fabricación de algunos jabones, en la vidriería (fabricación de vidrios especiales), en el lavado de lanas, etc., tiene sus principales aplicaciones. En las bodegas podría emplearse el *carbonato potásico puro* para desacidificar (neutralizar el exceso de ácidos) de los *mostos* que tengan esa condición; pero ya diremos que esta operación no está permitida por la legislación española (aunque lo esté por algunas legislaciones extranjeras) y no suele ser necesaria en nuestro país; además, otros productos (tartrato neutro de potasa) serían más recomendables que la potasa comercial, para este objeto.

Las soluciones de sosa y potasa comercial, en agua (lejías), tienen mayor densidad que el agua pura, y la determinación de su densidad puede convenir para conocer la riqueza de la solución. A continuación damos una tabla de las densidades y grados Beaumé de las soluciones, y su correspondiente riqueza en carbonatos, sódico o potásico.

Densidad	Grado Beaumé o grado del pesalejías	1 LITRO DE SOLUCIÓN (A 15° DE TEMPERATURA) CONTIENE (1)		
		De carbonato sódico puro (CO_3Na_2), gramos	De carbonato sódico cristalizado (cristales de sosa $\text{CO}_3\text{Na}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$), gramos	De carbonato potásico puro (CO_3K_2), gramos
1,007	1	6,8	18,2	7
1,014	2	13,5	36,4	15
1,022	3	21,4	57,6	23
1,029	4	28,4	76,6	32
1,036	5	35,5	95,8	41
1,045	6	44,8	120,9	51
1,052	7	52,0	140,2	60
1,060	8	60,5	163,2	69
1,067	9	68,0	183,3	78
1,075	10	76,5	206,4	87
1,083	11	85,3	230,2	97
1,091	12	94,0	253,6	107
1,100	13	103,7	279,8	118
1,108	14	112,9	304,5	129
1,116	15	122,2	329,6	138
1,125	16	132,9	358,3	150
1,134	17	141,0	381,0	161
1,142	18	150,3	405,3	171
1,152	19	164,1	442,4	184
<p>Las soluciones más concentradas, de carbonato sódico, no pueden existir a temperatura de 15° y por eso las que siguen a continuación son soluciones a la temperatura de 30°.</p>				
1,162	20	180,0	485,7	198
1,171	21	190,5	514,0	211
1,180	22	201,1	542,6	222
1,190	23	214,0	577,5	234
1,200	24	225,1	607,4	248
1,210	25	237,3	640,3	261
1,220	26	249,7	673,8	275
1,231	27	263,7	711,5	289
1,241	28	276,6	746,3	304
1,252	29	291,1	785,4	319
1,263	30	305,4	824,1	336
1,274	31	319,9	863,2	350
1,285	32	334,6	902,8	366
1,297	33	351,0	947,1	384
1,308	34	365,9	987,4	402
1,320	35			417
1,332	36			436
1,345	37			455
1,357	38			472
1,370	39			492

(1) Según Gerlach y Lunge.

Densidad	Grado Beaumé o grado del pesalejías	1 LITRO DE SOLUCIÓN (A 15° DE TEMPERATURA) CONTIENE (1)		
		De carbonato sódico puro (CO_3Na_2), gramos	De carbonato sódico cristalizado (cristales de sosa $\text{CO}_3\text{Na}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$), gramos	De carbonato potásico puro (CO_3K_2), gramos
1,383	40			512
1,397	41			534
1,410	42			554
1,424	43			577
1,438	44			600
1,453	45			622
1,468	46			646
1,483	47			670
1,498	48			697
1,514	49			722
1,530	50			748
1,546	51			775
1,563	52			802

Cloruro sódico (sal común, sal de cocina).—Fórmula Cl Na .—Esta sal, tan conocida por todo el mundo, es abundantísima en la naturaleza; se encuentra disuelta en las aguas del mar, en proporción aproximada al 3,5 por 100 como término medio; en muchos terrenos formados por desecación de antiquísimos mares, existe en gran abundancia, hasta el punto de formar grandes yacimientos de sal pura, siendo notables en España los yacimientos (minas de sal gemma) de Cardona (Cataluña) y Minglanilla (Cuenca).

Se encuentra en la sangre y en la orina de los animales y del hombre, que necesitan entre en su alimentación, formándose a expensas de esta sal el ácido clorhídrico que existe siempre en los jugos del estómago; en los vegetales también existe, y se encuentra en sus cenizas. Los mostos y vinos contienen *naturalmente* cloruros, entre ellos la sal común, pero en proporción pequeña, pues casi nunca pasa de un gramo por litro, y ya veremos que si el análisis acusa mayores proporciones, es señal de que el vino ha sido adicionado de sal común.

La sal común se extrae o de los yacimientos naturales de sal o de las aguas del mar o manantiales salados. En nuestro litoral Mediterráneo se beneficia el agua del mar, en muchos puntos, por el procedimiento de las *salinas*, que no son más que depósitos de gran superficie y poco fondo, adonde se elevan las aguas del mar (mediante bombas elevadoras o aprovechando las mareas), evaporándose, naturalmente, el agua por el calor del sol y cristalizando la sal común; ahora bien, como las aguas del mar contienen, además del *cloruro de sodio*, otras sales, entre ellas el *sulfato cálcico* (yeso) y el *sulfato y cloruro de magnesio*, se aprovecha la diversa solubilidad de estas sales en el agua, para que no cristalicen al mismo tiempo; el sulfato de calcio (yeso) es el que primero se deposita, por ser el más insoluble; la *sal común* cristaliza después, y las sales de magne-

(1) Según Gerlach y Lunge.

sio, que son las más solubles (hasta el punto de ser *deliquescentes*), sólo se hacen sólidas cuando ya se ha evaporado casi toda el agua en que estaban disueltas. Se comprende, pues, que colocando primero el agua de mar en unos depósitos y haciéndola pasar a otros cuando ya, en parte, se ha evaporado, quedarán en los primeros las sales más insolubles, y amontonando la sal cristalizada en los segundos depósitos, escurrirán las sales más solubles y *deliquescentes*, quedando el cloruro de sodio bastante puro. Sin embargo, en la sal, tal como se obtiene en las salinas, queda aún algo de las sales de magnesio (a veces hasta el 0,5 por 100), y por esta razón absorbe la humedad del aire (ya hemos dicho que estas últimas sales son *deliquescentes*) y se aglomera y no pasa por los orificios de los saleros.

Se refina y purifica la sal obtenida en las salinas, disolviéndola en agua y volviéndola a hacer cristalizar.

La sal común cristalizada (sal *gorda*, no molida) es transparente o casi transparente, de sabor *salado* que la caracteriza, soluble en el agua, presentando la particularidad de que el agua fría puede disolver casi la misma cantidad que el agua caliente; un litro de agua a 15° disuelve hasta 360 gramos de cloruro sódico.

La sal común cristalizada, *decrepita* y salta al echarla sobre las ascuas, porque sus cristales contienen agua *interpuesta*, que los parte, al evaporarse por el calor.

Las aplicaciones del cloruro de sodio son numerosas y bien conocidas; ya hemos dicho que es indispensable que entre en la alimentación de los animales y del hombre, habiéndose calculado que un hombre necesita consumir más de 8 kilogramos al año para formar sus jugos gástricos; en algunos cultivos, por ejemplo, en el de la remolacha y en el del algodón, puede dar buenos resultados adicionar, a ciertos terrenos, pequeñas cantidades de sal común, pareciendo que, en el suelo, actúa la sal movilizandolos algunos de los elementos de fertilidad, es decir, haciéndolos más fácilmente asimilables por las plantas, pero hay que tener en cuenta que si las tierras contienen proporciones algo elevadas de sal común, son impropias para el cultivo, y así, la viña no vegeta bien en cuanto el terreno contiene más del 1,5 al 2,5 por 1000 de cloruro de sodio, y en los terrenos *muy salados* ninguna de las plantas cultivadas puede vegetar. Con el 1 por 1000, ya el terreno es poco favorable al cultivo de las vides americanas, siendo entre las diversas clases de estos los híbridos *Solonis* y *Solonis* × *Rupestris* Lot, los que mejor parecen tolerar los excesos de sal.

La producción actual de sal común en España es superior a medio millón de toneladas métricas al año.

Otras sales de potasio y sodio interesantes para nuestro objeto.

Cloruro potásico — Fórmula ClK . — Siendo el principal empleo de esta sal, como abono, véase todo lo referente a ella en el Capítulo XXXVII.

Nitrato sódico — Fórmula $\text{NO}_3 \text{Na}$. — Como la anterior, esta sal (ni-

trato, nitrato de Chile) es empleadísima como abono *nitrogenado* y véase todo lo que a ella se refiere en el capítulo correspondiente.

Nitrato potásico (Nitro o salitre)—Fórmula $\text{NO}_3 \text{K}$.—Esta sal es también muy abundante; existe en todas las tierras de labor, siendo, en ellas, producida por un microbio (fermento nítrico) que combina en forma de nitratos, al nitrógeno de las sustancias nitrogenadas que existen en el suelo, principalmente en *nitrato de calcio* y *nitrato potásico*, por ser la *cal* y la *potasa* las bases que más abundan en las tierras, en la mayor parte de los casos. El nitrógeno combinado en forma de *nitratos*, es absorbido con gran facilidad por las plantas, y se comprende la importancia de la labor del *fermento nítrico* que acabamos de citar. Al tratar de la «Química de las tierras» y de la «Nutrición de las plantas» (Capítulo XXXVI), detallaremos más este punto, y veremos los medios prácticos de que dispone el labrador para favorecer esta *nitrificación*. En algunas tierras (tierras salitrosas), la producción de salitre, por la causa citada, es tan grande, que, en las épocas de calor y pocas lluvias, se forman, en la superficie del terreno, unas eflorescencias o costras blancas, de salitre cristalizado, que es disuelto por el agua de las lluvias, pero que vuelve a aparecer en cuanto hay una temporada de sequía y calor; en estos terrenos *salitrosos*, y a pesar de poderse considerar al salitre como un abono (abono nitrogenado y potásico a la vez) suelen ser difíciles los cultivos, y para el de la viña habrán de escogerse los patrones americanos cuya vegetación se resiente menos por esta causa. Los ya citados para las tierras ricas en sal común, tienen su empleo aquí, y con ellos ciertos vinífera-americanos, como el llamado *Gamay Couderc* y núm. 93-5 del mismo hibridador.

También se produce salitre en las paredes de las cuevas algo húmedas, encontrándose, en ellas, en masas cristalinas, a veces de bastante tamaño. Los cultivos de *maíz*, remolacha y alcachofas, entre otros, toleran bien estos excesos de la sal que nos ocupa, en los regadíos de nuestras zonas, y, cuando el agua existe abundante, el lavado de las tierras por riegos copiosos atenúa mucho los efectos del salado del campo salitroso.

El nitrato potásico es blanco, suele presentarse en grandes cristales de sabor salado y fresco. Como todos los nitratos, cede con relativa facilidad el oxígeno que contiene (por lo tanto, es un cuerpo *oxidante*), y por esta razón *deflagra*, es decir, aviva bruscamente la combustión, cuando se echan sus cristales sobre carbones encendidos.

Aparte del nitro que puede extraerse de las tierras salitrosas, la mayor parte se prepara en la industria tratando el nitro de Chile (nitrato sódico), por el cloruro potásico.

Se podría aplicar el salitre como abono nitrogenado y potásico, pero su precio, relativamente elevado, lo hace imposible en la práctica.

Uno de sus usos principales es la fabricación de la pólvora y otros explosivos, aprovechando su poder oxidante.

Sulfato potásico—Fórmula SO_4K_2 .—(Véase todo lo que a esta sal se refiere, en el Capítulo XXXVII, ya que su empleo principal es como abono potásico).

Bisulfito potásico—Fórmula SO_3KH y **Metabisulfitos potásico y sódico**—Fórmulas $\text{S}_2\text{O}_5\text{K}_2$ y $\text{S}_2\text{O}_5\text{Na}_2$, respectivamente. — Siendo estas sales muy importantes, por su empleo en las operaciones de Vinificación, véase todo lo que a ellas se refiere, en el Capítulo XXXVIII, especialmente dedicado a los *productos enológicos más usados*.

Silicato de sodio y silicato de potasio. (Llamados *vidrios solubles de sosa y de potasa*, respectivamente).—Casi todos los *silicatos* son cuerpos insolubles, o muy difícilmente solubles en el agua, pero los dos que nos ocupan son solubles en el agua, sobre todo en caliente.

Los *vidrios solubles* son cuerpos sólidos, pero en el comercio se venden, casi siempre, en forma de soluciones en agua, muy concentradas y *espesas* como un jarabe, transparentes e incoloras, o de ligero color amarillento debido a las impurezas que pueden contener estos silicatos: es preferible adquirir, siempre, los vidrios solubles en solución lo más espesa posible, porque son las que mejor se conservan: las del silicato sódico, que es más usado que el silicato potásico por ser más económico, suelen marcar en el areómetro una densidad de 38° a 40° Beaumé, encontrándose hasta de 50 y 55° Beaumé.

Las soluciones de vidrios solubles *deben ser bien transparentes*, y no deben diluirse con agua hasta el momento de emplearlas, si entonces es necesario.

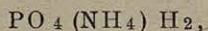
Las soluciones de los silicatos de sodio y de potasio se alteran en presencia del aire, porque el gas carbónico, que éste contiene, reacciona con ellos, formando carbonato de sosa (o de potasa en su caso) y ácido silícico (*silíce* llamada *gelatinosa*), insoluble en el agua, que es el que produce el enturbiamiento de las soluciones que se han alterado y estropeado. Habrá, pues, que conservar las soluciones de *vidrios solubles* en frascos bien tapados. Es interesante saber que las soluciones de los silicatos de sodio y de potasio tienen una reacción *básica* o *alcalina* muy marcada, por razones análogas a las indicadas para otras sales en la página 103; así, pues, un papel rojo tornasol, vira al color azul al sumergirlo en ellas.

Los vidrios solubles, y sobre todo el de sosa, a causa de su menor precio, tienen bastantes usos; a nosotros el que más nos interesa es el de servir para el revestimiento del interior de los depósitos de cemento, tinos, lagares de fermentación, etc., que se utilizan para almacenar y conservar los vinos y para la fermentación de los mostos (ver en Enología, Capítulo VII, el silicatado de envases de cemento); el cemento contiene *cal* (óxido de calcio), que neutralizaría parte de los ácidos del mosto o del vino, lo que es un grave inconveniente.

niente, pero si se embadurna el cemento con una solución de silicato de sodio o de potasio, se forma el *silicato de cal*, y otros silicatos completamente insolubles en los ácidos del vino y del mosto, y desaparece el inconveniente apuntado. La forma de efectuar el silicatado es bien sencilla, y se reduce a dar varias *manos* con soluciones de vidrio soluble, cada vez más concentradas (la primera, con una parte de silicato sódico de 40° Beaumé y tres partes de agua, la segunda con una parte del mismo silicato y dos de agua, y la tercera a partes iguales de silicato y agua), dejando secar de una a otra, y, finalmente, *lavando con mucha agua*; esto último es indispensable, porque ya dejamos dicho que los vidrios solubles tienen marcada reacción alcalina o básica y neutralizarían a los ácidos del mosto y del vino, que es precisamente lo que queremos evitar con el *silicatado*. Además de este uso, tienen los vidrios solubles empleos como *másticos* para el vidrio y la porcelana, para hacer resistentes al fuego diversos objetos, etc., etc.

Sales amónicas más interesantes para nuestro objeto.— Ya hemos dicho que al reaccionar los ácidos con el amoníaco, se forman sales en las cuales, en lugar de un metal, aparece el radical o grupo NH_4 (llamado *radical amonio*) formado por nitrógeno e hidrógeno, considerándose, por esta razón y por otras, al radical citado como un metal, mejor dicho, como un radical metálico, aunque no se le conoce como cuerpo en estado libre.

Las sales amónicas son muy importantes; el *sulfato amónico* (Fórmula $\text{SO}_4(\text{NH}_4)_2$) es abono nitrogenado muy importante y de esta sal hablaremos con algún detalle en el Capítulo XXXVII; el *fosfato amónico* (fosfato *mono amónico*) cuya fórmula es



tiene empleo en Vinificación para favorecer las fermentaciones. (Ver Capítulo XXXVIII).

Cloruro amónico (vulgarmente, sal amoníaco)— **Fórmula** $\text{Cl}(\text{NH}_4)$.—Es una sal, que en el comercio se encuentra en polvo blanco, cristalino, muy soluble en el agua, produciéndose mucho frío al hacer la disolución. Se emplea para limpiar los metales antes de soldarlos y en algunas pilas eléctricas.

Carbonato amónico.—Existen en realidad dos carbonatos amónicos, el *carbonato amónico* y el *bicarbonato amónico* (carbonato ácido) (cuyas fórmulas son respectivamente $\text{CO}_3(\text{NH}_4)_2$ y $\text{CO}_3(\text{NH}_4)\text{H}$). El carbonato amónico del comercio es una mezcla de estos dos carbonatos; es una sal blanca, muy soluble en agua, como todas las sales amónicas con rarísimas excepciones, y que tiene un pronunciado olor a amoníaco.

En las descomposiciones y putrefacciones de las materias orgánicas (como en las de los estiércoles, orinas, etc.), se produce carbona-

to amónico, y por eso se nota el olor a amoníaco, característico, en las cuadras y vaquerizas poco limpias. Es sumamente importante saber que el carbonato amónico propiamente dicho es muy inestable, y con gran facilidad se descompone en *gas carbónico* y *amoníaco*, ambos cuerpos volátiles (1) y por esta razón, los estiércoles que se conservan en malas condiciones se empobrecen en *amoníaco*, que es precisamente uno de los factores más importantes de su valor como abono; por el contrario, el bicarbonato amónico es bastante estable y no se descompone con facilidad. Por estas razones, el carbonato amónico no huele a amoníaco si está rodeado de gas carbónico, porque se forma el bicarbonato amónico (2) que no deja escapar este cuerpo de tanto valor para el agricultor.

Experiencia.—Podemos comprobar fácilmente esta propiedad, disolviendo en agua un poco de carbonato amónico comercial y poniendo esta solución en dos frascos iguales, sin llenarlos; en uno de ellos se adiciona un poco de agua de Seltz (agua cargada de gas carbónico) y los dos frascos se tapan perfectamente; al cabo de algún tiempo se destapan, y podremos notar que en el frasco en que no hemos adicionado agua de Seltz es muy pronunciado el olor a amoníaco, mientras que el otro no huele absolutamente nada. De esta propiedad deduciremos importantes consecuencias para el modo de conservar y preparar los estiércoles (ver Capítulo XXXVII).

Todas las sales amónicas desprenden amoníaco al calentarlas con sosa, potasa, cal o magnesia, lo que nos servirá para distinguir estas sales de todas las demás.

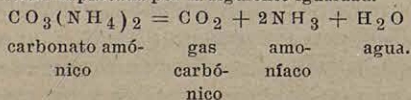
CAPITULO XXII

Metales alcalino-térreos y principales compuestos que forman.

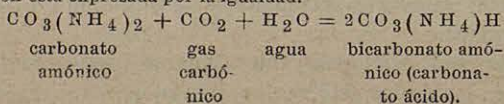
Calcio — Símbolo Ca — Bivalente. — Este metal, en su estado puro, no tiene aplicación ninguna, pero, como los metales sodio y potasio antes estudiados, sus compuestos tienen gran interés para el agricultor.

El metal puro es de color blanco de plata, con brillo metálico; en el aire húmedo se oxida, recubriéndose de una capa de cal (óxido de calcio). Descompone el agua en forma análoga a la explicada para los metales alcalinos, sodio y potasio.

- (1) Esta reacción viene expresada por la siguiente igualdad:



- (2) La reacción está expresada por la igualdad:



Principales compuestos del calcio.

Cal viva y cal apagada (óxido e hidróxido de calcio, respectivamente).—
Fórmulas— CaO y Ca(OH)_2 .—La cal viva (óxido de calcio) se presenta en terrones de color blanco, cuando es pura; es muy *ávida del agua*, con la que se combina, desprendiéndose mucho calor en esta reacción y resultando de ella la *cal apagada*, cuyo nombre químico es *hidróxido de calcio* (1).

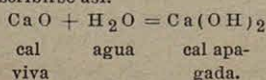
Rociemos con *poca agua*, regándole, por ejemplo, con una regadera, un montón de terrones de cal viva; pronto empieza a notarse que la masa se calienta, los terrones se agrietan, y la masa aumenta mucho de volumen, sobre todo si la cal viva empleada es muy pura y de preparación reciente; si no se agrega demasiada agua (no debe añadirse más que un tercio, o poco más, del peso de la cal viva), todo el montón se convierte en un polvillo blanco, muy fino, aumentando el peso, proximamente en un tercio del de la cal viva que se ha empleado (2); la cantidad de calor desarrollada es muy grande y puede calcularse que al *apagar* un kilo de cal viva, pura, se produce el calor suficiente para elevar en 27° la temperatura de *un hectolitro* de agua.

La cal apagada se disuelve poco en el agua fría (1 litro de agua, a 15° de temperatura, disuelve 1 gramo 37 centigramos de cal apagada), y menos aún en el agua caliente; pero como la cal apagada es un polvo muy fino, forma con el agua *lechadas de cal*, más o menos espesas según la proporción de cal que agregamos; si dejamos reposar una lechada de cal, ésta se irá al fondo de la vasija y sobrenadará un líquido claro y transparente, en el que está la *cal* disuelta; a esta disolución, que puede trasegarse sin remover el poso de cal que se ha ido al fondo, se la llama *agua de cal*.

La cal apagada es una base enérgica y podemos comprobarlo metiendo un papelito tornasol rojo en una lechada de cal o en agua de cal; el color del papel virará francamente al azul.

La cal viva, expuesta al aire húmedo, absorbe la humedad y se *apaga*, es decir, se transforma lentamente en *cal apagada*, pero además, lo mismo la *cal viva* que la *cal apagada*, absorben el gas carbónico que el aire contiene y se transforman en *caliza* (carbonato de cal), insoluble en el agua y de propiedades muy diferentes a ellas. Por esta razón, la cal que se adiciona, como enmienda, a las tierras

(1) Esta reacción puede escribirse así:



(2) Si la cal viva fuera completamente pura, lo que ocurre pocas veces, por cada 56 gramos de ella se producirían 74 gramos de cal apagada, conforme puede comprobarse, aplicando los pesos de combinación a la igualdad de la nota anterior.

poco calizas, se transforma en el suelo en carbonato de cal, es decir, en *caliza*. Como la cal viva y la cal apagada tienen muchísimos usos prácticos para el agricultor en general y para el viticultor en particular, es interesante que se den cuenta de la rapidez con que la cal se transforma en caliza; citaremos las siguientes experiencias: Mrs. Millardet y Gayón dejaron, expuesta al aire, cal viva fabricada el 12 de Febrero; analizada a últimos del siguiente mes de Marzo, sólo contenía de cal pura el 56,7 por 100; otra muestra de cal viva fabricada el 25 de Julio del año precedente y analizada en la misma fecha que la anterior muestra, sólo contenía de cal pura un 48,8 por 100; una tercera muestra, ésta de cal apagada el 25 de Enero del mismo año y analizada, como las anteriores, a últimos de Marzo, tenía solamente una riqueza en cal del 20,3 por 100.

Se ve, pues, la importancia de emplear cal de preparación reciente cuando se necesite que ésta sea pura y esté en buenas condiciones, como para la preparación del caldo bordelés (empleado para prevenir el mildiu y el oidium), etc., etc.

La cal viva se prepara *calcinando*, en los *hornos de cal*, las piedras calizas, es decir, el *carbonato de calcio*; por la acción del calor este carbonato de calcio se descompone, se desprende el gas carbónico y queda sólida la *cal viva*, en terrones.

Los *hornos de cal* pueden ser muy perfeccionados, pero lo general es que consistan, sencillamente, en una excavación, sobre la que se construye, con piedras calizas, simplemente colocadas unas al lado de otras, dejando entre sí intersticios, una especie de bóveda, sobre la que se amontonan capas de piedra caliza, alternadas con capas más delgadas de leña; las piedras más gruesas se ponen más próximas a la bóveda y todo el montón, excepto la abertura que sirve de hogar, se recubre de tierra arcillosa, en un espesor de 8 a 10 centímetros; se acumula combustible en el hogar así construido, se le prende fuego, se cierra la boca del horno, y se regula el tiro abriendo, a medida que son necesarios, orificios en diferentes puntos de la capa de tierra que recubre el montón. En montones de 4 a 5 metros de alto por 5 a 6 metros de diámetro, la combustión dura de cuatro a seis días, se deja enfriar y se deshace el horno, obteniéndose unas tres cuartas partes del total, de buena cal viva en terrón (1).

Más interesante que el conocer la fabricación de la cal, es, para el viticultor, el conocer las diversas clases de cal que existen. Se llama *cales grasas* a las que proceden de cocer, en los hornos, piedras calizas muy puras, que no contienen arcillas ni materias silíceas; la *cal grasa* es, pues, la cal más pura. Se distingue la *cal grasa* porque al apagarla se *hincha mucho* y *desprende mucho calor* y por ser las lechadas de cal, que con ella se hacen, muy finas y pastosas. La cal grasa es la que únicamente debe emplear el viticultor para preparar el caldo bordelés, y para mezclar con el azufre en los tratamientos de las enfermedades de la viña. La cal llamada *cal árida*, es la que se obtiene al calcinar piedras calizas que contienen, además del carbo-

(1) Tomamos de la obra de Mr. Chancrin, *Chimie general appliquée a l'Agriculture* esta forma de construcción de los hornos de cal, al alcance de los agricultores; el procedimiento transcrito es el indicado por Mrs. Muntz y Girard.

nato de cal, cierta cantidad de sustancias silíceas; la cal árida se hincha poco y desarrolla poco calor al apagarse, sus lechadas son poco pastosas y dejan en el fondo de las vasijas, en que se preparan, gruesas partículas sólidas; cuando con esta clase de cal tengamos que preparar lechadas, es muy buen procedimiento el agitarlas vivamente con un palo, dejando después en reposo medio minuto próximamente y *decantando*, a otra vasija, la lechada fina que sobrenada, quedando en el fondo de la primera las partículas más gruesas; repitiendo varias veces la operación, se tiene una lechada clara, la cual podemos espesar dejándola reposar largo tiempo y escurriendo y tirando el líquido claro y transparente que sobrenada (agua de cal).

En las lechadas de cal, con preferencia en las de cal *grasa*, hechas como acabamos de indicar, para que la lechada esté formada de cal lo más pura posible, es conveniente averiguar, de manera aproximada, su riqueza en cal, mediante la simple determinación de la *densidad de la lechada*. Para ello se pesa, vacío y bien seco, un matraz aforado de un litro de cabida, llenándolo luego *con la lechada, bien agitada* para hacerla uniforme, y a temperatura próxima a 15°; se pesa el matraz lleno y la diferencia de peso será el de un litro de lechada; este peso dividido por 1.000 nos dará la densidad.

De la tabla de Blattner, y copiando del notable folleto que sobre *El Mildiu de la Viña* tiene publicado nuestro querido amigo y compañero D. Claudio Oliveras Massó, Director de la Escuela de Viticultura y Enología de Reus, tomamos los siguientes datos de correspondencia entre la densidad de la lechada y su riqueza en cal.

DENSIDAD DE LA LECHADA	Gramos de cal viva (Ca O) por litro de lechada	DENSIDAD DE LA LECHADA	Gramos de cal viva (Ca O) por litro de lechada
1,007	7,5	1,125	159
1,014	16,5	1,134	170
1,022	26	1,142	181
1,029	36	1,152	193
1,037	46	1,162	206
1,045	56	1,171	218
1,052	65	1,180	229
1,060	75	1,190	242
1,067	84	1,200	255
1,075	94	1,210	268
1,083	104	1,220	281
1,091	115	1,231	295
1,100	126	1,241	309
1,108	137	1,252	324
1,116	148	1,263	339

Además de estas dos clases de cal, que son las ordinariamente empleadas en los usos puramente agrícolas, existen otras especies de ellas frecuentemente usadas en las construcciones, porque empleadas en lechadas muy espesas, se endurecen completamente en un tiempo más o menos largo, y aun debajo del agua: a estas clases de cal, que deben sus propiedades a que las rocas de cuya calcinación provienen, contienen proporciones diversas de arcilla, se las llama *cales hidráulicas*. Las *cales débilmente hidráulicas*, que tardan en endurecerse de diez y seis a treinta días, contienen del 5,3 al 8,2 por 100 de arcilla; las *cales medianamente hidráulicas*, que tardan en endurecer de diez a quince días, contienen del 8,2 al 14,8 por 100 de arcilla; las *cales hidráulicas*, que tardan en endurecer de cinco a diez días, contienen del 14,8 al 19,1 por 100 de arcilla; y las *cales muy hidráulicas*, que sólo tardan cuatro o cinco días en endurecer, contienen del 19,1 al 21,8 por 100 de arcilla. Cuando las rocas de que proviene la cal contienen naturalmente, o por adición, mayores cantidades de arcilla (hasta el 40 por 100) y han sido calcinadas *muy fuertemente*, se obtienen los *cementos*, de los que hoy día se hace tantísimo uso en las construcciones; estos cementos se endurecen rápidamente, tardando desde cuatro a quince horas (*cementos de fraguado lento*), y desde cinco a treinta minutos (*cementos rápidos*); el cemento llamado *Portland* es un cemento lento.

La cal se mezcla con proporciones diversas de arena y forma los *morteros* de construcción. Si a un mortero de cemento o cal hidráulica se le mezclan piedras ó guijarros silíceos, se forma el *hormigón*, hoy día de gran empleo en las construcciones.

La cal viva y la cal apagada tienen muchísimos usos. Aparte los de construcción de edificios y *encalado* de paredes, hemos citado ya el de su empleo en los caldos y polvos para combatir el mildiu, el oidium y la antracnosis de la viña; entra, además, a formar parte de otros caldos, como los de arseniato de cal que se utilizan contra la al. tisa, la piral y otros insectos perjudiciales a la viña; se usan lechadas de cal para embadurnar los troncos de las cepas, a fin de limpiarlos y matar los insectos que se refugian debajo de las cortezas. Como enmienda de las tierras poco calizas, se adicionan a ellas (encalados), y en la bodega es utilizada la cal, en los cuidados de limpieza y conservación del local y aun de los envases. La cal viva, por la avidez que tiene por el agua, y por el gran calor que desarrolla al apagarse, se emplea para quemar y destruir los microbios y las materias orgánicas, que, al descomponerse, podrían dar malos olores o producir daños a la salud pública, etc., etc.

Cloruro cálcico — Fórmula $\text{Cl}_2 \text{Ca}$. — Es una sal blanca, muy soluble en el agua, deliquescente. Esta sal, *anhidra*, es decir, privada, por medio del calor, de su agua de cristalización, absorbe rápidamente el vapor de agua, y por eso se emplea mucho en los laboratorios para desecar gases y para mantener seco el aire, dentro de las vitrinas de balanzas y desecadores. Para este fin, se ponen trocitos del cloruro cálcico sobre un embudo, colocado encima de un vasito y se mete dentro de la vitrina. El cloruro cálcico anhidro se expende, en el comercio, fundido y solidificado en fragmentos de forma de losetillas, o en la forma llamada *escoriforme*, por ser de contextura muy porosa y parecido a las escorias que resultan de la extracción de diferentes metales.

El cloruro de calcio es una sal venenosa para los vegetales, cuando está en alguna proporción en el suelo.

Sulfato cálcico — Yeso — Fórmula $\text{SO}_4 \text{Ca}$. — El sulfato de cal, bien conocido por el nombre de *yeso*, se encuentra naturalmente en muchas tierras, procediendo de la disgregación de las rocas formadas, exclu-

sivamente unas veces y en mezcla otras con diversas sustancias, por el sulfato de cal; casi siempre las *pedras de yeso* están constituidas por el sulfato de cal *hidratado* (de fórmula $\text{SO}_4 \text{Ca} + 2 \text{H}_2 \text{O}$) que es el sulfato de cal cristalizado, el cual contiene agua, en proporción algo mayor del 20 por 100 de su peso; este yeso hidratado es el yeso que vulgarmente se llama *yeso crudo*; cuando se calienta el yeso crudo, a temperatura de 100° a 120° , pierde agua en gran cantidad (unas tres cuartas partes del total de la que contenía en estado de yeso crudo), y se convierte en el *yeso cocido*. Por último, si se calienta el yeso crudo a temperaturas más elevadas (hasta 200° a 250°), pierde toda el agua que contiene y se transforma en el *yeso anhidro* llamado yeso muerto. El yeso anhidro se encuentra también, aunque muy rara vez, naturalmente, formando rocas.

El yeso crudo puede presentarse en rocas de diferentes formas, en masas blancas sin forma cristalina, en rocas de estructura fibrosa, o cristalina, o en pequeños cristales muy blancos y brillantes; es también muy frecuente la forma del yeso crudo en láminas muy blandas (se rayan fácilmente con la uña), transparentes o casi transparentes, reunidas muchas de ellas, formando grandes cristales a los que se les conoce por el nombre de *espejuelo de asno*, o simplemente de *espejuelo*. El *alabastro* es una variedad de yeso crudo, de estructura muy finamente cristalina, que se emplea para tallar en él diferentes objetos de arte.

El yeso crudo, o piedras de yeso, se calienta en hornos especiales (hornos de yeso) más o menos perfeccionados, pero que se distinguen de los hornos de cal en que nunca se mezcla la leña o carbón, que sirve de combustible, con las piedras que en ellos se calientan, pues si se hiciese así, resultaría un yeso muy impuro y de mala calidad; además, la temperatura en los hornos de yeso sólo debe llegar a 100° ó 120° , pues si pasase de 200° se obtendría el yeso anhidro o yeso muerto; el yeso cocido se pulveriza luego en molinos adecuados. El mejor *yeso crudo* para cocer es el más pesado y compacto.

El yeso cocido tiene la propiedad interesantísima de que mezclada con un poco de agua forma una masa que se endurece pronto, aumentando de volumen y llenando por completo los moldes o rendijas en donde se introduce; a esta propiedad se la llama *fraguado* del yeso (1) y por ella se utiliza tanto el yeso en las construcciones y obras de albañilería (revestido y construcción de tabiques interiores de los edificios, molduras y decorados, etc.); el yeso crudo no *fragua* con el agua, es decir que con ella forma lechada que no se endurece; el *yeso muerto*, demasiado cocido, no fragua tampoco, o fragua lentísimamente, y de ahí el interés de no llegar en los hornos de yeso a temperaturas muy altas.

(1) El *fraguado* del yeso consiste en que el yeso cocido se une, más o menos rápidamente, con el agua y vuelve otra vez al estado de *yeso hidratado*, cuyos cristales son los que forman la masa endurecida del yeso después de fraguar.

Es muy sencillo preparar pequeñas cantidades de yeso cocido y de yeso muerto para comprobar sus propiedades, y basta disponer para ello de una cazuela o sartén con tapa, en la que se calientan las piedras de yeso crudo; se podrá distinguir, muy fácilmente, el *yeso crudo* del yeso cocido, mezclando y batiendo un poco del yeso en agua; el yeso cocido formará masa, que se endurecerá rápidamente, mientras que con el yeso *crudo* sólo se obtendrá una pasta que *no se endurece*.

La composición de los yesos cocidos del comercio, suele ser por término medio:

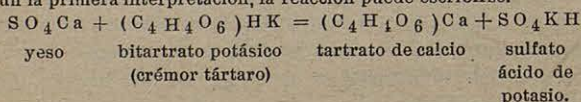
Sulfato de cal ($\text{SO}_4 \text{Ca}$)	84 a 93 por 100
Agua	4 a 8
Sílice, a veces algo de carbonato de cal y de magnesia, óxido de hierro y otras sustancias,	5 a 8

El yeso se disuelve muy poco en el agua (unos 2 gramos de yeso crudo por litro de agua), es insoluble en el alcohol, y apenas soluble en el vino; sin embargo, cuando se adiciona yeso a la vendimia o al mosto, *antes de fermentar*, reacciona, durante la fermentación, con muchos componentes del mosto, modificando bastante la composición natural del vino que así se elabora.

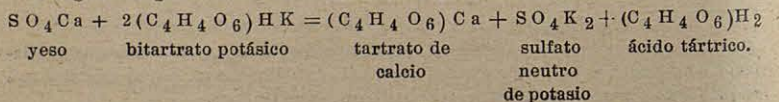
La principal reacción, en estas condiciones, es que el bitartrato de potasa (cremor tártaro), reacciona con el yeso, produciéndose, según unos, *sulfato ácido de potasa* y tartrato de cal (este último es completamente insoluble en el vino y se deposita en las heces), y según otros, sulfato de potasa, ácido tártrico y tartrato de cal (1).

Pero al bodeguero sólo le interesa saber, sea cualquiera la interpretación química que se de al *enyesado*, que la acidez del vino aumenta ligeramente, porque el *bisulfato potásico* (sulfato ácido de potasa) y el *ácido tártrico*, *son cuerpos más ácidos que el cremor tártaro*; la proporción del cremor tártaro natural al vino disminuye y *la cantidad de sulfatos, que el vino contiene, aumenta notablemente*. La acción del yeso se ejerce también sobre el color y sobre otros componentes del vino, produciéndose efectos que estudiamos detenidamente en el Capítulo VI de la parte de Enología; de ellos resulta que la práctica del enyesado es poco aconsejable, estando prohibida la venta de vinos que contengan por litro, más de 2 gramos de sulfatos, expresados en sulfato potásico.

(1) Según la primera interpretación, la reacción puede escribirse:



Y según el segundo modo de interpretación, que parece más exacto:



En el *enyesado* de los vinos, se utiliza el yeso cocido, aunque también puede usarse el yeso crudo; uno y otro deben ser *lo más puros posible*, y, sobre todo, no estar mezclados con caliza (carbonato de cal) u otros carbonatos (que disminuirían la acidez del vino y anularían la acción más ventajosa, para la calidad del vino, de todas las que ejerce el yeso) ni con sales de magnesio, muchas de las cuales podrían comunicar al vino un sabor amargo. Reconoceremos fácilmente que el yeso no contiene carbonatos, en que no dará *efervescencia* ninguna al añadirle unas gotas de ácido clorhídrico.

Nitrato cálcico—Fórmula $(\text{NO}_3)_2 \text{Ca}$.—(Véase lo referente a esta sal en el Capítulo XXXVII).

Fosfatos de calcio.—(Véase lo referente a estas sales en el Capítulo XXXVII).

Bario (Símbolo Ba—Bivalente) e indicaciones acerca de algunas sales que de este metal derivan. — El bario es un metal de color amarillo claro, que descompone el agua, en frío, aunque lentamente, y que no tiene interés de ninguna clase para nuestro especial objeto. Su hidróxido, llamado barita, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, y sus sales no tienen tampoco aplicaciones agrícolas; únicamente el cloruro bárico $(\text{Cl}_2 \text{Ba})$ se utiliza en análisis de vinos para preparar el *licor yesométrico* (ver Enología), que sirve para determinar el yeso (mejor sería decir, la proporción de *sulfatos* que los vinos contienen), aprovechando la propiedad, ya explicada (pág. 141), de todos los sulfatos solubles, de precipitar con las sales de bario, por formarse el sulfato bárico, insoluble en el agua y en los ácidos. El cloruro de bario se presenta en cristales blancos, transparentes, que contienen un 14,7 por 100, de agua de cristalización (su fórmula es $\text{Cl}_2 \text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O}$); calentando estos cristales, pierden agua, y se convierten en cloruro bárico anhidro $(\text{Cl}_2 \text{Ba})$. El cloruro de bario se disuelve en el agua y, como todas las sales solubles de bario, es muy venenoso.

Ni el *estroncio* ni sus sales tienen para nuestro especial objeto importancia alguna.

CAPÍTULO XXIII

Metales del tercer grupo.

Magnesio — Símbolo Mg — Bivalente. — Es un metal de color blanco de plata, que, calentado en el aire, arde, dando una luz blanca y muy viva; por esta razón emplean los fotógrafos este metal (en polvo o estirado en cinta) para retratar por la noche o en sitios en que la luz es escasa. Este metal no se encuentra libre, es decir, en estado puro, en la naturaleza; por el contrario, sus sales son bastante abundantes. El sulfato y el cloruro de magnesio existen disueltos en el agua del mar y en algunos manantiales salinos. También se encuentran, sobre todo el cloruro, unidos a las sales de potasa, formando sales dobles de potasa y magnesia (carnalita). El carbonato de magnesio, unido al carbonato de cal, forma las rocas llamadas *dolomíticas*, muy abundantes en algunas comarcas, encontrándose siempre carbonato de magnesia en todas las tierras de cultivo, y siendo muy abundante en algunas de ellas.

El óxido de magnesio (MgO_2) . — Llamado *magnesia calcinada*, es un polvo blanco, poco soluble en el agua, que humedecido tiene reacción *básica*, azuleando el papel rojo de tornasol, por formarse el hidróxi-

do de magnesio (magnesia), que es una base. La magnesia calcinada se usa en Medicina, y en el análisis de vinos, para neutralizar la acidez volátil en la determinación del grado de alcohol por el procedimiento de destilación.

El carbonato magnésico ($\text{CO}_3 \text{Mg}$).—Es una sal de color blanco, insoluble en el agua; asociado al carbonato de cal (caliza) forma el mineral llamado dolomía, que, acabamos de decir, forma muchas rocas (calizas dolomíticas) y, por lo tanto, abunda en las tierras que proceden o llevan disgregaciones de ellas. Es muy interesante, para el viticultor, saber que la *dolomía*, como todos los carbonatos, se descompone por la acción de los ácidos, desprendiendo gas carbónico; pero esta descomposición es *mucho más lenta* que la de la caliza pura, (carbonato de cal), por cuya razón, cuando al hacer la determinación de la caliza de las tierras, mediante los calcímetros (ver más adelante su manejo), se vea que el gas carbónico se produce lentamente, es decir, que el agua desciende muy poco a poco en el tubo graduado del calcímetro, puede deducirse, con bastante seguridad, que la tierra contiene una proporción elevada de carbonato de magnesio; esta apreciación es importante, porque el carbonato de magnesia, a diferencia de la caliza (carbonato de cal), no provoca la enfermedad llamada clorosis de las vides, y hasta parece, por el contrario, que una gran proporción de carbonato magnésico en las tierras, previene y evita esta enfermedad. (Ver Capítulo XXXVI de esta parte y los Capítulos II y XI de la parte de Viticultura).

Zinc—(Símbolo Zn—Bivalente) y sus sales.—El zinc es un metal de color gris claro algo azulado, brillante recién cortado o raspado, pero que en contacto del aire húmedo pierde su brillo, por recubrirse de una capa delgadísima de *hidrocarbonato de zinc*, que protege al resto del metal.

El zinc es frágil a la temperatura ordinaria, pero se le trabaja bien con el martillo si se le calienta a la temperatura de 100° (a 200° vuelve a ser algo frágil), extendiéndose fácilmente en planchas delgadas, las cuales reciben muchas aplicaciones domésticas; por ejemplo, en la construcción de bañeras, planchas para colocar encima de ellas las estufas, etc.; por su propiedad de no alterarse en el aire, más que en su superficie, se le emplea también para hacer con él techados, canalones, etc.; en las campañas contra la langosta, se emplean también planchas de zinc para detener la marcha de este devastador insecto y hacerle caer en zanjas, practicadas con este objeto. Es muy frecuente revestir a los alambres de hierro con una delgada capa de zinc, para preservar al primero de la herrumbre u orín, llamándose al alambre así preparado, *alambre galvanizado*; el alambre galvanizado es el que debe emplearse en el alambrado de las viñas, cuando se disponen en esta forma de cultivo, por ser el de más duración y el que conserva mejor su buen estado.

El zinc es un metal fácilmente atacable por muchos ácidos, desprendiéndose hidrógeno (ver página 70) y formándose las correspondientes sales de zinc, que *son venenosas*; por esta razón, *jamás deben emplearse envases de zinc para contener mostos, vinos o vinagres*.

El zinc puro no se encuentra en la naturaleza; combinado en forma de sulfuro de zinc (blenda) y carbonato de zinc (calamina) se encuentra en los yacimientos de donde se extrae el metal; ambos minerales (blenda y calamina) existen en España (en los Picos de Europa (Santander) y en otros puntos).

Mercurio—Símbolo Hg.—Monovalente en las combinaciones *mercuriosas*, actúa como bivalente en las combinaciones llamadas *mercúricas*.

El mercurio es el único *metal líquido* a la temperatura ordinaria; su color es blanco de plata, muy brillante. El mercurio es muy denso (a la temperatura de 15°, un litro de mercurio pesa 13 kilogramos 558 gramos 6 decigramos, es decir, más de 13 veces y media el peso del mismo volumen de agua); *no moja* al vidrio, y por eso la superficie del mercurio contenido en un tubo de vidrio forma un *menisco convexo*, es decir, al contrario del que forman el agua y los demás líquidos que *mojan al vidrio* (ver figura 37): a pesar de su densidad, es el mercurio un líquido muy movable.

El mercurio da vapores, aunque en pequeña cantidad, a la temperatura ordinaria, y aún a 0°, hierve a 357°; para solidificarle hace falta enfriarle mucho, siendo su punto de congelación (y por consiguiente de fusión) 39°4 *bajo cero*. El mercurio, y sobre todo sus vapores, son *muy venenosos*, atacando a los huesos, al hígado, a los pulmones, sistema nervioso y riñones; por esta razón, los obreros que trabajan en las minas de cinabrio (sulfuro mercúrico), que es el mineral de donde se le extrae (1) contraen con frecuencia enfermedades muy graves, están sometidos a especial régimen de trabajo, y disfrutan de ciertas gracias (quintas, etc.)

El mercurio, expuesto al aire, se recubre, aunque de modo sumamente lento, de una capa de *subóxido de mercurio*, de color gris oscuro y que empaña su brillo en la superficie; calentando el mercurio en contacto con el aire, aparece en su superficie un polvo rojo, que es el óxido mercúrico; el mercurio se une con muchos metales formando verdaderas aleaciones, que reciben el nombre especial de *amalgamas*, por ejemplo amalgama de sodio, de oro, etc.



Fig. 37.

El mercurio recibe muchísimas aplicaciones; con él se llenan los tubos de los barómetros y termómetros, calcímetros registradores (sistemas Houdaille y análogos), etc., en los laboratorios es muy usado; las amalgamas de diferentes metales tienen también muchas aplicaciones.

De las sales del mercurio son las más interesantes las dos siguientes: el *cloruro mercurioso* llamado *calomelanos*, que se presenta en forma de polvo de color blanco algo amarillento, insoluble en el agua y en el alcohol, que se emplea mucho en Medicina como purgante; conviene saber que las disoluciones de sal común (cloruro sódico), y otros cloruros, disuelven al cloruro mercurioso, formándose sales *dobles* de mercurio y sodio (o del metal que forma el cloruro), en cuya solución se disuelven los calomelanos, *siendo muy venenosas estas sales*; por esta razón, después de tomar calomelanos *es preciso abstenerse* de tomar alimentos salados. El *cloruro mercúrico* (Cl_2Hg), llamado *sublimado corrosivo*, es una sal de color blanco, muy soluble en el agua caliente y algo soluble en el agua fría; es un *veneno violentísimo* y un poderoso *antiséptico*, es decir, que aun en disoluciones muy diluídas (uno o dos gramos por litro) destruye todos los microbios, por esto se emplean mucho las soluciones al 1 por 1.000 en lavados de las manos de los que cuidan y curan a los enfermos, para lavar y desinfectar diferentes objetos, y también para el lavado de heridas, aunque como el sublimado corrosivo coagula las sustancias albuminoides, que son abundantes en la carne y en la sangre, va siendo sustituido, para este último empleo, por otros desinfectantes, que, como el *agua oxigenada*, no tienen esta propiedad, y por ello penetran mejor en las heridas. En el comercio se vende el sublimado corrosivo en pastillas, cada una de las cuales suele contener un *gramo* de sublimado, para hacer fácilmente la solución de un gramo por litro,

(1) En Almadén (provincia de Ciudad Real) existen importantísimos yacimientos de cinabrio; son de fama mundial estas minas.

que es la más usada; generalmente, las pastillas de sublimado se venden coloreadas de rojo, o de otro color, para que den este tono a su solución y evitar que se beban, por error, estas disoluciones, lo que daría lugar a graves accidentes, pues ya hemos dicho que el sublimado es un veneno activísimo, que puede producir la muerte, aun tomado en cantidad relativamente pequeña.

No hay que decir, sabiendo su carácter de *venenos enérgicos* para las plantas y animales, que las sales de mercurio tienen muy pocas aplicaciones *directas* a la Agricultura y a las industrias agrícolas. Únicamente el *sublimado* interviene en algunas fórmulas de insecticidas, en solución al 0,4 ó 0,5 por 100.

CAPITULO XXIV

Aluminio y sus compuestos.—Las arcillas.

Aluminio — Símbolo Al — Trivalente.—Este metal no se encuentra naturalmente en estado libre, es decir, en estado de metal puro, pero sus combinaciones son tan abundantes, que puede decirse es uno de los cuerpos que existen en mayor cantidad y más repartidos por todas partes; bastará anotar que las arcillas (de las que puede afirmarse entran en la composición de todas las tierras), son *silicatos de aluminio*, que llevan además cierta cantidad de agua en su composición; las arcillas suelen ir mezcladas con otros minerales que contienen aluminio en estado de combinación, y precisamente de la descomposición de algunos de estos minerales proceden las arcillas. Estos minerales son muy numerosos, y alguno de ellos empleado en joyería; pero aquí no nos interesa tratar de estas piedras preciosas.

En las tierras abundan los minerales que contienen aluminio; entre ellos, y además de las arcillas, debemos citar los llamados *feldspatos* (que son silicatos dobles de aluminio y alguno de los metales, potasio, sodio, magnesio y calcio) y las *micas*, silicatos de alúmina, hierro y potasio (*mica blanca*) o magnesio (*mica negra*); estos últimos minerales se presentan en forma de laminitas que pueden separarse fácilmente, hasta quedar en hojitas muy delgadas, ligeras y brillantes, que en ciertas tierras y rocas son abundantísimas. La *alúmina* (óxido de aluminio) forma diferentes minerales, entre ellos el *esmeril*, que es la alúmina unida al óxido de hierro, lo que le da color obscuro o negro. El esmeril se utiliza, aprovechando su gran dureza, para pulimentar el vidrio, metales, ciertas piedras, etc. Se ha calculado que el aluminio forma cerca del 8 por 100 de la corteza terrestre.

A pesar de esta abundancia del metal *aluminio* en las sustancias que forman todas las tierras, es un elemento que no suele entrar, en cantidad apreciable, en la composición de las materias que forman los seres vivos, plantas y animales, porque los compuestos en que interviene no suelen ser solubles ni fácilmente asimilables por las plantas.

El aluminio es un metal de color blanco de plata, brillante si se le pule, y mate en el caso contrario; es muy poco pesado, siendo su densidad 2,54, es decir, unas tres veces menor que la del hierro. Conduce bien el calor y la electricidad y es muy maleable, es decir, puede extenderse fácilmente en planchas delgadas. También puede estirarse en alambres de bastante finura.

El aluminio es fácilmente atacado y disuelto por el ácido clorhídrico; otros ácidos, como el nítrico y sulfúrico, le atacan más lentamente, y aun sólo en caliente; pero los ácidos orgánicos, que el vino y el mosto contienen, apenas le atacan, existiendo, además, la ventaja de que las sales de aluminio no son venenosas. Hay que advertir, sin embargo, que el ácido acético que existe naturalmente en pequeñas cantidades en todos los vinos, y es muy abundante en los vinos picados, y sobre todo en los vinagres (el ácido acético veremos que es el ácido principal y más abundante en ellos) ataca, aunque no rápidamente, al aluminio; este ataque es más rápido si el líquido contiene sal común (cloruro de sodio), como ocurre en los vinos y vinagres, pero de todas maneras el ataque es pequeñísimo en los vinos normales y sanos, pudiendo citar en comprobación de esto la experiencia de Carpené, el cual sumergió, durante seis días, una lámina de aluminio, de nueve centímetros cuadrados de superficie, en 60 centímetros cúbicos de vino, a la temperatura, bastante elevada, de 35°, al cabo de los cuales la lámina sólo perdió de peso *un miligramo*. Sería, por lo tanto, muy recomendable el usar el aluminio para recipientes y conducciones de vinos y mostos, y es menos apropiado para vasijas que deben contener vinagres o vinos picados. A pesar de ello y aunque se han hecho algunos ensayos, no se ha generalizado su uso en los envases y enseres de bodega, sin duda a causa de su precio, aún algo elevado, y quizás también por las dificultades que ofrece para las soldaduras.

El aluminio es muy atacado por las soluciones de sosa y potasa cáusticas, por las de los carbonatos de sosa y potasa (sosa y potasa comerciales) y, aunque en mucha menor proporción, por el agua salada con sal común, lo que hay que tener muy en cuenta en el lavado de objetos de este metal.

Hoy día, y debido al empleo de nuevos procedimientos de extracción del aluminio de ciertos minerales que lo contienen, su precio va reduciéndose, y esto ha permitido usar este metal en muchísimas aplicaciones, aprovechando en ellas sus propiedades, en especial su poco peso; así se emplea, puro, para fabricar alambres, aparatos de todas clases, batería de cocina, bisutería, etc.; y en diferentes aleaciones con el cobre (bronce de aluminio), o con el cobre, estaño, zinc, magnesio, etc., para fabricar diferentes objetos, como grifos, tubos, etcetera, etc.

Sales de aluminio.— Sólo puede interesarnos el conocimiento del *sulfato de alúmina* y de los sulfatos *dobles* de aluminio y otros metales (*alumbres*) y de ciertos silicatos en los que entra el metal de que tratamos, como las *arcillas* corrientes y la arcilla pura (tierra de porcelana o kaolín),

El *sulfato de aluminio* es una sal blanca, que cristalizada y pura se presenta en laminillas delgadas, blancas, nacaradas, que contienen agua en proporción de un 48,6 por 100 de su peso; en el comercio se vende el sulfato de alúmina, algo impuro por contener hierro, en botas, bloques o losas de color blanco sucio. El sulfato de aluminio es muy soluble en el agua (el agua a 10° disuelve próximamente su peso de sulfato de aluminio) teniendo la solución reacción ácida, lo mismo que la de sulfato de cobre.

El sulfato de alúmina tiene muchas aplicaciones industriales, pero hasta ahora no tenía ninguna especial a la Agricultura; muy modernamente se ha propuesto emplearlo en sustitución del sulfato de cobre en los caldos para combatir el mildiu de la viña, lo que tendría ventajas bajo el punto de vista económico, por ser el sulfato de alúmina bastante más barato que el sulfato de cobre; pero los resultados de esas experiencias dejan ver que no es posible tal sustitución, según ya se expone en la parte de Viticultura.

Entre los *alumbres* el más conocido es el *alumbre ordinario*, que es el sulfato doble de aluminio y potasio; esta sal es de color blanco y cristaliza fácilmente en grandes cristales solubles en el agua, de sabor astringente y especial. Añadiendo alumbre, en pequeña cantidad, a las aguas turbias se aclaran más rápidamente, por formar un precipitado gelatinoso, que arrastra al fondo el barro y légamo que pueden tener en suspensión; de ahí su empleo para aclarar el agua de los pozos o la contenida en tinajas, etc.; hay que advertir que debe adicionarse pequeña cantidad de alumbre para no alterar el sabor del agua y no hacerle impotable y perjudicial a la salud.

El alumbre tiene muchas aplicaciones en tintorería y en el curtido de pieles.

Las arcillas.—Ya hemos dicho que la arcilla pura es un silicato de aluminio hidratado, es decir, que contiene cierta proporción de agua; esta arcilla pura o casi pura forma el mineral llamado *kaolín*, o *tierra de porcelana*, que se presenta en forma de un polvo finísimo, de color blanco, que con el agua da una masa plástica, como barro, aunque no tan pegajosa y moldeable como otras arcillas de las que hablamos a continuación. También se da el nombre general de *arcilla*, a silicatos de alúmina hidratados, más impuros que el kaolín, y mezclados con otros minerales, en pequeña proporción, si son finísimas las partículas de estos últimos.

Todas las arcillas tienen la propiedad de formar, amasadas con agua, una masa plástica (barro arcilloso), que se moldea con gran facilidad y se endurece al secarse, y que si se calienta hasta la temperatura del rojo (500°, 600°, o aun más grados de temperatura) se endurece tanto, que forma una masa dura, pétrea, perdiendo el agua que entraba en su composición química y modificándose su constitución de tal manera que, aunque se vuelva a poner en agua, no se reblandece ni se hace plástica de nuevo. En esta propiedad de las arcillas se funda la fabricación de la porcelana, de los objetos de barro cocido (alfarería), y de los ladrillos. A temperatura aún más alta que la de *cocerse* la arcilla (así se denomina la operación de calentarla al rojo en los hornos de las fábricas de cerámica y de las alfarerías), puede ésta fundirse en parte, o en todo, tomando al enfriarse cierto aspecto liso

y brillante, parecido al vidrio, por lo que se llama a esta operación *vitrificación* de la arcilla. Según las clases de *arcillas*, su temperatura de fusión (vitrificación) varía bastante, llamándose *arcillas refractarias* a las que funden a temperaturas muy altas, superiores a 1.500°.

Todas las tierras laborables contienen *arcilla*, aunque en proporciones muy diferentes, influyendo muchísimo esta proporción en las propiedades de la tierra. En efecto, las arcillas absorben y retienen mucha agua, formándose barro muy pegajoso y plástico, que se endurece al secarse.

Naturalmente, las tierras arcillosas serán poco permeables (es decir, dejarán filtrar muy poco el agua a su través); una vez empapadas se secarán con más dificultad, pero al secarse se agrietarán y endurecerán mucho. Son, por lo tanto, las tierras arcillosas, tierras *fuertes y difíciles de trabajar*, porque secas son muy duras, y mojadas se pegan mucho a los arados e instrumentos de labor.

La arcilla, puesta en suspensión en el agua, no se deposita en el fondo del vaso que la contiene, porque lo que parece un líquido turbio es en realidad una *semidisolución*, es decir, un *estado coloidal* de esta sustancia, y así lo podemos comprobar, viendo que si filtramos el líquido, aun por los mejores papeles de filtro, pasará siempre turbio a través de ellos: a la arcilla en este estado se la denomina *arcilla coloidal*. El amoníaco favorece este estado *coloidal* de la arcilla en el agua, y, por el contrario, los ácidos y las sales, y entre ellas las de cal, *coagulan* la arcilla, la cual se precipita, *sólida e insoluble en el agua*, en el fondo del vaso.

Estos hechos son tan interesantes para el agricultor, que no podemos menos de indicar la manera de comprobarlos con una experiencia. Tomemos una tierra cualquiera, con preferencia una tierra algo fuerte, y la ponemos en un vaso con un poco de agua, adicionemos poco a poco ácido clorhídrico, hasta que no se produzca efervescencia al echar una gota más, y con ello habremos descompuesto toda la caliza que la tierra contenga; conseguido esto, filtramos por un papel de filtro, en el que se quedará toda la arcilla, con la arena silíceas y otros materiales terrosos, pasando a través del filtro toda la *cal*, disuelta (en forma de sales de calcio) por el ácido clorhídrico y el agua destilada que después añadimos al filtro para lavar bien la tierra. Hecho esto, colocamos el embudo que sostiene al filtro sobre un vaso limpio; agujeremos el papel filtro con una varilla de vidrio, y, valiéndonos de un chorrito de agua destilada, arrastramos la tierra al vaso, acabando por echar en él, un poco de amoníaco hasta que la reacción del líquido turbio sea francamente *básica*, es decir, hasta que un papel tornasol rojo vire al color azul, al mojarse en dicho líquido. En este estado de la experiencia, podremos observar que parte de la tierra se va al fondo del vaso, pero el líquido *nunca queda claro*, aunque lo dejemos larguísimo tiempo sin el menor mo-

vimiento: este enturbiamiento permanente es debido a la *arcilla* que está en estado *coloidal*. Para precipitar y volver sólida la arcilla, basta añadir un ácido cualquiera, o una *sal de calcio*, al líquido del vaso; y si, por ejemplo, echamos ácido clorhídrico hasta que la reacción del líquido sea *ácida* (lo que comprobaremos con un papelito tornasol) veremos, al cabo de unas horas, que se forman unos copos que se van al fondo, y el líquido que sobrenada sobre la tierra está perfectamente claro y transparente (1).

Consecuencia inmediata de estos hechos es que las tierras nada calizas y muy arcillosas y *fuertes* se harán más permeables y fáciles de trabajar si se las *encala*, es decir, se las adiciona *cal*, y la razón es que la arcilla, en contacto con las sales de cal, pasa del estado coloidal al estado sólido (si así podemos decirlo para más fácil comprensión) y deja filtrar mejor el agua a su través. Las sales y materias orgánicas, que el estiércol contiene, *coagulan* también la arcilla, y por eso los estercolados, además de fertilizar el terreno, mejoran también las cualidades *físicas* de las tierras, porque a las tierras muy arcillosas y fuertes las hacen más permeables y sueltas, y a estas últimas, por el contrario, las dan cierta cohesión y *miga* (según expresión corriente entre los agricultores).

Debemos advertir aquí, que cuando otras sustancias, diferentes de la arcilla, están en las tierras en forma de partículas finísimas (arena finísima), contribuyen a dar a los terrenos cohesión y poca permeabilidad, aunque no en tanto grado ni del mismo modo que la arcilla propiamente dicha; por esta razón, en el estudio y reconocimiento de tierras, se llama *arcilla agrícola*, no sólo a la arcilla propiamente dicha, sino al conjunto de ella y de la *arena silíceo* (no caliza) *finísima*.

La arcilla que las tierras contienen, en proporción muy variable, no sólo influye en sus cualidades de tenacidad, cohesión, permeabilidad, etc., sino que, más o menos directamente, intervienen en la fertilidad; en primer lugar, las arcillas absorben y retienen (de modo análogo a como retiene el carbón animal las materias colorantes y otras sustancias) el amoníaco y sus sales, los fosfatos y el carbonato de potasa, sustancias orgánicas, etc., y además, proviniendo generalmente las arcillas que en la tierra se encuentran, de la descomposición de ciertos minerales, a veces ricos en potasa, es bastante frecuente (aunque no pueda asegurarse en todos los casos), que las tierras fuertes y arcillosas contengan proporción bastante elevada de sales potásicas; ya veremos que la potasa es uno de los elementos necesarios a las plantas.

Sobre todas estas propiedades de las arcillas insistiremos al tratar especialmente de las tierras de cultivo (Capítulo XXXVI).

(1) Estas propiedades tienen aplicación para la separación de los elementos de una tierra en su reconocimiento o *análisis físico*, que detallamos en el Capítulo XXXVI.

Las arcillas ordinarias, y las tierras muy arcillosas, se utilizan para la fabricación de adobes, ladrillos, objetos de barro cocido, etcétera, etc.; el kaolín se emplea en cerámica y en la fabricación de la porcelana, y, *a veces*, en la clarificación de vinos, sólo o para ayudar a otros clarificantes. El kaolín que se emplee para clarificar vinos debe ser muy puro, no conteniendo caliza ni sales de hierro, pues ocasionarían, la primera, disminución de la acidez del vino, y las segundas, su ennegrecimiento, por la alteración que estudiaremos en Enología con el nombre de *casse ferrica*. Podemos reconocer fácilmente que el kaolín que empleamos cumple con estas condiciones comprobando: 1.º Que el kaolín *no da efervescencia* al añadirle unas gotas de ácido clorhídrico; 2.º Que al añadir al kaolín unas gotas de ácido clorhídrico puro (del que se vende para el uso de los laboratorios, pues para esta segunda comprobación no vale el ácido clorhídrico ordinario, *comercial*) y unas gotas de solución en agua de la sal llamada *ferrocianuro potásico*, no se produce color azul intenso ni aun al cabo de algún tiempo. No debe emplearse, en la clarificación de vinos, el kaolín que no cumpla con estas condiciones.

Las llamadas tierras de *Lebrija* y *Posaldez*, muy empleadas para la clarificación de vinos (sobre todo de los dulces y licorosos), son minerales terrosos, de composición química bastante complicada, pero muy abundantes en silicatos de aluminio. Se presentan en terrones muy ligeros (de color generalmente rojizo en la tierra de Lebrija y blanco en la de Posaldez), que se disgregan y se amasan bien, con agua. Son condiciones indispensables para su empleo en Vinificación, las de no contener caliza ni proporción apreciable de sales de hierro, fácilmente solubles en los ácidos, lo que se reconocerá como hemos indicado para el kaolín.

CAPITULO XXV

Hierro, Niquel, Manganeso.—Idea de estos metales y estudio de sus sales más importantes para nuestro objeto.

Hierro—**Símbolo Fe.**—(Actúa como bivalente en las combinaciones *ferrosas*, y como trivalente en las *féricas*).—El hierro es uno de los metales más abundantes en la naturaleza. Forma parte de muchísimas rocas, entrando, por lo tanto, sus compuestos en la composición de todas las tierras de labor, aunque en proporciones sumamente variables (de 10 gramos a 30 gramos por 1.000 gramos de tierra, *como término medio*); muchas aguas lo contienen también, en forma de bicarbonato férrico (aguas ferruginosas); en todos los vegetales existen compuestos de hierro, pareciendo que las sales de este metal influ-

yen mucho en la formación de la *clorofila*, materia verde de los vegetales. Se encuentran siempre compuestos en los que interviene el hierro, entre las sustancias que constituyen el cuerpo de los animales, siendo muy abundantes dichos compuestos en la sangre. Encontramos, pues, este metal en los tres reinos, mineral, vegetal y animal.

Los minerales de hierro más comunmente empleados para la extracción del metal son el óxido férrico y el carbonato de hierro (llamados *hematites* y *siderosa* respectivamente).

Esta extracción (metalurgia del hierro) se hace, actualmente, casi siempre por el método llamado de Altos Hornos, representados en esquema en la figura 38; estos hornos,

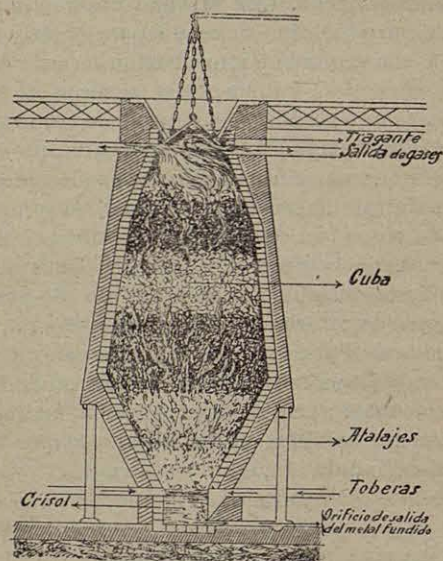


Fig. 38.—Esquema de un Alto-horno.

de grandes dimensiones, se cargan por su boca o *tragante* con capas alternadas de mineral de hierro, un *fundente*, que suele ser calizo, o silíceo, según la naturaleza de las materias terrosas que rodean al mineral, y carbón de cok. Encendidos los hornos, e inyectando una fuerte corriente de aire por los tubos (toberas) que van a parar a la parte inferior del Alto horno, el carbón arde en esta región del horno, produciéndose gas carbónico, que, en contacto con un exceso de carbón al rojo, se transforma en óxido de carbono; este último gas se apodera del oxígeno que contiene el mineral de hierro, formándose otra vez el gas carbónico y quedando libre el hierro, el cual, fundido, desciende al *crisol*, que se encuentra bajo el horno. Parte del hierro del mineral, se combina con la sustancia fundente, pero al pasar esta escoria (fundida por el enorme calor del horno) por el carbón enrojecido, se reduce y deja libre el hierro que contiene, que cae también fundido al crisol, quedando como *escoria* el silicato de aluminio y calcio. Cuando el crisol está lleno de metal fundido, se abre un agujero que en él existe, tapado con arcilla, y el metal se recoge en canales, en los que se solidifica, al enfriarse, en forma de *lingotes*. Los detalles de esta operación y los de otro método de metalurgia

del hierro, llamado *forja catalana*, muy usado en otros tiempos, y aún empleado en ciertas comarcas en las que existen minerales muy ricos y abundancia de combustible, son muy interesantes para el químico y el industrial, pero no son indispensables para nuestro objeto, y por eso nos limitamos a dar las ligerísimas y elementales ideas apuntadas.

El hierro que sale de los altos hornos es llamado *fundición*, y no es hierro químicamente puro, sino que contiene carbono y otras impurezas, entre las que suelen estar la sílice, fósforo y azufre, existiendo diversas variedades de *fundición* según la temperatura y detalles de su fabricación.

La *fundición* se transforma en hierro casi puro (*hierro dulce*) por medio de la operación llamada *afinación*, que consiste en calentar, a alta temperatura y en una corriente de aire, el metal obtenido en los altos hornos, en hornos especiales llamados de *reverberación*; tratada así la *fundición* se oxidan (se queman) gran parte del carbono e impurezas que contiene, y se obtiene el *hierro dulce*, con menos del 1 por 100 de carbono y escasísima cantidad de otras sustancias diferentes del hierro.

Finalmente, el *acero* es un hierro bastante puro (que contiene más cantidad del carbono que el hierro dulce, y menos que la fundición), que se obtiene *descarburando*, o sea *afinando*, el hierro fundido, hasta el límite preciso, o bien *afinándolo* primero y mezclándolo luego con *fundiciones* que contengan la cantidad precisa de carbono, para fabricar la clase de acero que se desea. Es interesante advertir que siguiendo ciertos procedimientos de fabricación del acero, para privar a la fundición, de la que procede, el fósforo que lleva como impureza, se revisten las paredes del aparato (*convertidor*) en que se hace la operación, con una mezcla de cal y magnesia amasada con alquitrán, arcilla y sílice, resultando, como residuo de la operación, una escoria, rica en ciertos fosfatos de cal, que, pulverizada en molinos especiales, forma el *abono fosfatado* bien conocido y muy usado llamado *escorias de desfosforación*, y más frecuentemente *Escorias Thomas* (ver Capítulo XXXVII).

El acero puede *templarse*, calentándole más o menos, según el objeto a que se destina, y sumergiéndole en agua, para enfriarle bruscamente; el acero así tratado (*acero templado*) es muy duro y se rompe con facilidad.

En estas tres clases de hierros industriales (fundición, hierro dulce y aceros) hay un gran número de variedades, y su estudio detallado no puede entrar en una obrita del carácter elemental y de un fin tan concreto como el que nos proponemos. Nos bastará saber que cada una de las clases de estos hierros recibe aplicaciones distintas, aprovechando sus diferentes cualidades de resistencia a los esfuerzos, dureza, fragilidad, facilidad para estirarlo en hilos o en láminas, etc., etc., en la construcción de máquinas, aparatos de labor, palas, picos y herramientas y objetos de todas clases.

El *hierro puro* es un metal de color gris claro algo azulado, y la *jundición* puede ser desde color blanco grisáceo, casi blanco de plata, a gris oscuro, negruzco. El hierro puro tiene una densidad de 7,88, y se funde a 1505° de temperatura; es el más tenaz de todos los metales. En el aire húmedo se recubre de una capa de hidróxido férrico, (llamado *orín* o *herrumbre*), no limitándose este ataque del metal a su superficie, sino que con el tiempo esta capa de orín va aumentando de espesor; para evitar esta alteración, los objetos de hierro que tienen que estar a la intemperie se untan de grasa, o se pintan con pinturas al *minio*, o de otra clase; es también muy frecuente recubrir al hierro de una capa de zinc (llamándose el hierro así preparado *hierro galvanizado*), o de estaño (a las planchas delgadas de hierro, recubiertas de estaño, se las denomina *hoja de lata*).

El hierro es atacado por casi todos los ácidos, y así ocurre con los clorhídrico, sulfúrico y nítrico diluido en agua. El ácido nítrico concentrado lo ataca sólo en la superficie, formándose una capa de óxido que, lavada con agua, preserva al metal y lo hace inatacable por el mismo ácido, llamándose al hierro así preparado, hierro en estado *pasivo*. Los ácidos naturalmente contenidos en el mosto y en el vino pueden también atacar al hierro, sobre todo si está cubierto de orín o herrumbre; y si la cantidad de hierro que el vino contiene es excesiva se produce en él, al ponerse en contacto del aire, la alteración llamada *ennegrecimiento*, o *casse azul* o *casse férrica*. Detallaremos algo este importante asunto. El mosto y el vino contienen, naturalmente, sales y combinaciones de hierro, en proporciones bastante grandes, por diferentes causas, entre las que se cuentan como principales las siguientes: 1.^a Que la tierra del viñedo sea rica en óxido de hierro. 2.^a Que se haga uso de la sal de hierro llamada sulfato ferroso, añadida a la tierra o en pulverizaciones, para combatir la enfermedad llamada clorosis de la viña. 3.^a Que el fruto venga a la cuba muy manchado de tierra, la cual sabemos contiene siempre compuestos de hierro, a veces en proporción bastante elevada. 4.^a Que el mosto o el vino se pongan en contacto con objetos o piezas de hierro (pisos de prensas, rodillos de pisadoras, puertas de depósitos de obra, etc.) no barnizados con barniz especial inatacable a los ácidos, especialmente si estas piezas u objetos de hierro están cubiertas, en parte, con orín o herrumbre. 6.^a Que el mosto o vino se envasen en depósitos de cemento, no preparados mediante el silicatado o tartarizado de su superficie interior (ver Enología), porque, como el hierro entra en la composición del cemento, puede pasar al vino. En estos casos, y si el vino no tiene suficiente acidez (por la razón que veremos inmediatamente) los taninos se combinan con el hierro formando *tanato ferroso*, que, en contacto del oxígeno del aire, pasa a *tanato férrico*, de color negro violáceo o azulado, ennegreciéndose el vino, al trasegarlo o al dejarlo al aire.

El ácido tártrico y el ácido cítrico disuelven a la combinación de los taninos con el hierro, y por eso, en los vinos bien dotados de acidez no suele producirse esta alteración, y en los vinos que están atacados, o se teme lo sean, por esta *casse*, se utiliza, como remedio eficaz, la adición de ácido tártrico, o aún mejor de ácido cítrico, en la forma y proporción que se detalla en la parte de Enología (Capítulo XXVIII).

Podemos comprobar estos hechos con las siguientes experiencias:

1.^a Pongamos vino en dos vasos o tubos de vidrio, y en uno de ellos echemos un trozo de hierro, con preferencia recubierto de herrumbre (un clavo, por ejemplo): el vino de este último vaso se ennegrecerá.

2.^a En un vino blanco (pobres generalmente en tanino) y poco ácido, disolvamos una porción bastante elevada de tanino, por ejemplo, a razón de 3 gramos por litro: *en la mayor parte de los casos* el vino blanco se ennegrecerá.

3.^a Mezclemos una solución, en agua, de la sal llamada sulfato ferroso (caparrosa verde) muy usada en Viticultura, con una solución, también en agua, de tanino: resultará de la mezcla un líquido que se ennegrecerá al estar expuesto al aire, de tal manera que podremos emplearlo como tinta.

4.^a A un vino ennegrecido en cualquiera de las experiencias 1.^a o 2.^a añadámosle un cristalito de ácido cítrico, que se disolverá en el vino: al cabo de algún tiempo notaremos que el ennegrecimiento desaparece, y el vino recobra su color natural.

Estas cuatro sencillas experiencias aclaran y confirman lo expuesto anteriormente.

Se comprende, después de lo dicho, que nunca debe estar el vino ni el mosto en contacto con el hierro sin barnizar, con los barnices que en el comercio se venden especialmente para este uso.

Las aplicaciones del hierro son numerosísimas. Un sinnúmero de instrumentos, aparatos y herramientas son construídas de este metal. Por esto y por las numerosísimas aplicaciones de este cuerpo en las necesidades de la vida, bien podremos decir que el hierro es el metal más útil a la humanidad.

Compuestos ferrosos.—Entre ellos hemos citado ya (páginas 46 y 115) al *sulfuro ferroso*. El *carbonato ferroso*, generalmente algo mezclado con el *carbonato ferrico*, es el mineral llamado *siderosa*. Pero, para nosotros, la sal ferrosa más interesante, por sus aplicaciones en Viticultura, es el *sulfato ferroso* o *caparrosa verde*, cuya fórmula (en estado cristalizado) es $\text{SO}_4 \text{Fe}, 7\text{H}_2\text{O}$.

Se presenta en cristales de color verde claro, que, calentados, pierden el agua de cristalización, siendo esta pérdida completa a 300°, y convirtiéndose en sulfato ferroso anhidro, que es un polvo blanco.

Los cristales de sulfato ferroso expuestos al aire seco, se recubren

de un polvillo amarillento, que proviene de la oxidación del sulfato ferroso, por el oxígeno del aire.

El sulfato ferroso es soluble en el agua, disolviéndose en un litro de agua, a 10° de temperatura, hasta 610 gramos de cristales de este sulfato, y hasta 3.300 gramos en la misma cantidad de agua hirviendo. La solución acuosa del sulfato ferroso tiene reacción ácida, por las razones explicadas en la página 103. La sal que nos ocupa *no es soluble en el alcohol*, y cuando se quieren conservar, sin oxidación, cristales de sulfato ferroso, se ponen en un frasco lleno de alcohol fuerte (rectificado).

El sulfato ferroso y sus disoluciones en agua, hacen desaparecer los malos olores que se desprenden de los pozos negros y sitios donde se pudren materias orgánicas, porque el sulfuro amónico reacciona con el sulfato ferroso (e igual lo haría con otras sales ferrosas) formándose sulfuro ferroso, cuerpo este último sin olor, e insoluble en el agua (1): el sulfato ferroso es, además, desinfectante y de ahí su uso con el fin citado.

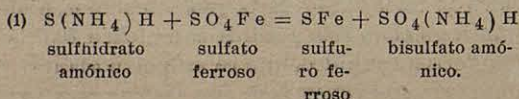
En Viticultura se emplea mucho el sulfato ferroso: 1.º Para prevenir la enfermedad de la antraenosis, con caldos de fórmula análoga a la siguiente:

Agua	100 litros
Sulfato ferroso	50 kgs.
Acido sulfúrico de 66° Beaumé (concentrado comercial)	1 kgs.

Se aplica este líquido en embadurnados del tronco y brazos de las cepas, quince o veinte días antes de brotar éstas.

2.º Para evitar y combatir la enfermedad llamada *clorosis*; pudiendo agregarse a la tierra con los abonos, y a razón de unos 300 gramos por cepa, o también está en uso, con el mismo fin, el pulverizar las partes verdes de las cepas enfermas, con disoluciones acuosas de sulfato ferroso (200 a 400 gramos de sulfato, por cada 100 litros de agua) y, más frecuentemente, embadurnar los cortes hechos en una poda muy temprana (en otoño, en seguida de la vendimia y cuando aún conserva la cepa sus hojas) con soluciones de sulfato ferroso al 25-30 y aun 35 por 100 (procedimiento Rassignier). Alguna vez, la adición de sulfato ferroso, como remedio preventivo o curativo de la clorosis, se hace regando la cepa, en excavación practicada en su derredor, con solución de la sal que nos ocupa, a razón de 250 a 500 gramos por cada 10 litros de agua. De todo ello se dan, en la parte de Viticultura, las indicaciones especiales convenientes a cada caso.

Compuestos férricos. — Son para nosotros de menor interés. El *cloruro férrico*



es una sal de color amarillo, soluble en el agua, delicuescente en el aire húmedo. Se emplean sus disoluciones para detener las hemorragias, porque coagulan la sangre.

Níquel — Símbolo Ni — Bivalente. — Es un metal de color gris muy claro, que puede pulimentarse, adquiriendo color y brillo parecido al de la plata. No es atacado por el agua ni por el aire húmedo, y es poco soluble en los ácidos fuertes, excepto en el ácido nítrico, que lo ataca rápidamente. Los ácidos naturalmente contenidos en el vino, le atacan poco; según una experiencia, citada por el enólogo italiano A. Carpené, una laminita de níquel de 9 centímetros cuadrados de superficie, sumergida en 60 centímetros cúbicos de vino, a 35° de temperatura, y durante seis días, no perdió de su peso más que 0,0075 gramos, quedando el vino transparente, sin alteración en el color, y de gusto franco. Según esto, parece que no hay inconveniente en que estén *niqueladas* (recubiertas de un baño de níquel) las llaves, recodos, enchufes de mangas, que tengan que estar poco tiempo en contacto con el vino, si estos objetos están siempre bien limpios, pues las sales de níquel son *venenosas*.

El vino y el mosto *calientes* atacan algo más al níquel.

Las sales de níquel no tienen interés ninguno para el viticultor y bodeguero.

Manganeso — Símbolo Mn. — (Bivalente en los compuestos manganosos, actúa como trivalente en los compuestos mangánicos).

Este metal, de color gris algo rojizo, muy duro (raya al vidrio) no tiene, en su estado puro, el menor interés para nosotros.

Entre los compuestos que este metal forma, citaremos, como de más aplicación, el *bióxido* (*peróxido*) de manganeso y el *permanganato* potásico.

El *bióxido de manganeso* o jabón de vidrieros (fórmula MnO_2) se encuentra naturalmente formando el mineral llamado *manganesa* o *pirolusita*. El *bióxido de manganeso* se presenta en forma de polvo negro, insoluble en el agua; calentado este polvo hasta la temperatura del rojo oscuro, desprende oxígeno; si al *bióxido de manganeso* se le añade ácido clorhídrico, o bien un cloruro y ácido sulfúrico, se desprende el gas cloro y se forma la correspondiente sal manganesa (cloruro o sulfato) que queda disuelta (ver pág. 81). El *bióxido de manganeso* cede, pues, fácilmente, parte de su *oxígeno*; es, por lo tanto, un *cuerpo oxidante*, y en esta propiedad se fundan sus principales aplicaciones, en la fabricación del vidrio (por eso se llama jabón de vidrieros), en la preparación del gas cloro, etc.

Permanganato potásico — Fórmula $MnO_4 K$. — El manganeso, a pesar de ser un metal, entra a formar algunos ácidos como el *ácido mangánico* y el *ácido permangánico*; el permanganato potásico es una sal de este último ácido. Se presenta en cristales de color *morado oscuro*, solubles en el agua, siendo las soluciones de color *purpúreo violeta*, muy vivo y fuerte, por pequeña que sea la cantidad de sal disuelta.

El permanganato potásico cede oxígeno con facilidad; es, pues, *muy oxidante*, sobre todo en presencia de un ácido como el ácido sulfúrico; por esta razón, destruye (quemándolas, si así puede decirse) muchas materias orgánicas, matando los microbios, y utilizándose, por eso, sus soluciones, como antisépticas y desinfectantes. Como comprobación del poder oxidante del permanganato, podemos citar la experiencia que se describe en la pág. 67, y para demostrar que destruye las materias orgánicas, podemos realizar la siguiente: pongamos en una *bureta* una solución de permanganato potásico muy diluida, por ejemplo, al 0,558 por mil (esta es la solución empleada en análisis de vinos): en un vasito o cápsula echamos 100 cc. de un agua muy cargada de materia orgánica (agua de un pozo o de una charca,

etcétera) a la que acidulamos con unas gotas de ácido sulfúrico. Calentamos un poco el agua y dejamos caer la solución de permanganato, gota a gota, sobre el agua acidulada; la solución de permanganato se decolorará al caer en el agua, desapareciendo su vivo color, porque el permanganato, al destruir y oxidar la materia orgánica, se descompone, dando sales casi incoloras; después de añadir cierta cantidad de la solución de permanganato, contenida en la bureta, el agua se coloreará de rosa, indicando, entonces, que toda la materia orgánica que contenía ha quedado oxidada y destruída. En la pág. 76 hemos hecho uso de esta misma reacción, para apreciar la cantidad de materia orgánica que un agua contenía.

En Viticultura se usa mucho el permanganato para combatir la enfermedad del *oidium* (en soluciones al 3 o 4 por 100, para embadurnar en invierno el tronco y brazos de la cepa, y en soluciones, a razón de 150 gramos de permanganato por cada 100 litros de agua, para pulverizaciones a las hojas y partes verdes de la vid, en primavera y verano). En las bodegas se usan disoluciones de permanganato potásico en agua, al 1 por 100, para la limpieza y desinfección de toneles y cubas enmohecidas.

CAPITULO XXVI

Estaño y Plomo.

Estaño — Símbolo **Sn** (*Bivalente* en las combinaciones *estannosas*, actúa como *tetravalente* en las *estánnicas*).

El estaño se encuentra en la naturaleza en forma de óxido, llamándose a este mineral, *casiterita*.

El estaño es un metal de color blanco de plata, algo azulado, es bastante blando, y tiene, generalmente, una estructura cristalina, por lo que al pretender doblar una barrita de estaño, se oye un ligero crujido, llamado *grito del estaño*. Este metal se deja, fácilmente, extender en láminas sumamente delgadas, llamadas *papel de estaño*, con el que se envuelven los chocolates y otros alimentos. El estaño funde a una temperatura bastante baja, 233°.

Es un metal que *no se altera en el aire*, a las temperaturas ordinarias; *el agua fría no le ataca ni disuelve en proporción sensible*.

Los ácidos clorhídrico y sulfúrico diluídos le atacan, y también le ataca el ácido nítrico concentrado. Las soluciones de potasa y sosa le disuelven, formándose sales (estannatos), de potasio y sodio, de el ácido estánnico (1).

(1) Análogamente a lo que ocurre con otros metales, como el *manganeso*, el estaño puede formar ácidos, llamados ácido *estánnico* y *metaestánnico*.

Los ácidos naturalmente contenidos en el mosto y el vino, en la proporción en que normalmente existen en ellos, atacan muy poco, en frío, al estaño; según las experiencias citadas por el enólogo A Carpené, una lámina de estaño de 9 centímetros cuadrados de superficie, sumergida durante seis días en 60 centímetros cúbicos de vino, a 35° de temperatura, perdió de su peso 0,0086 gramos, quedando el vino algo turbio y de sabor metálico; a pesar de esta experiencia, es lo cierto que, en la mayor parte de los casos, no hay inconveniente alguno en que el mosto y el vino pasen por tubos estañados interiormente, ni que estén contenidos por poco tiempo, y en frío, en calderas *estañadas*, ni en vasijas de hojalata, (que sabemos es lámina de hierro recubierta de estaño) siempre que la hojalata no esté *pica-da*, es decir, que en alguno de sus puntos no falte la capa de estaño y quede al descubierto el hierro. Actualmente, parece que entre los metales usuales, cuyo precio les hace asequibles a los usos de las bodegas, el metal que menos perjudica al vino y al mosto, en su contacto con ellos, es el *aluminio*, pero hasta ahora, y teniendo también en cuenta razones de economía y facilidad de proporcionarse las llaves, records, tubos, vasijas, etc., los metales más usados para la fabricación de estos utensilios y canalizaciones, son el estaño, el cobre y el bronce (aleación de *estaño* y cobre, en diferentes proporciones); el bronce para llaves y records suele contener, 14 a 18 por 100 de estaño, 85 a 86 por 100 de cobre y menos del 1 por 100 de zinc. Aprovechando la inalterabilidad del estaño en el aire, en las condiciones ordinarias, (el estaño fundido, expuesto al aire, se recubre de una capa de *óxido*, de color gris) y su insolubilidad en el agua, se emplea el estaño para revestir interiormente calderas, alambiques, serpentines y otros utensilios de cobre. Utilizando su propiedad de fundir a baja temperatura, (relativamente a la de casi todos los demás metales), se le emplea para tapar los orificios y hendiduras en las vasijas de otros metales, y para soldar éstos; hay que advertir que el estaño fundido, no se *pega*, no se *suelta* con el cobre, más que cuando la superficie de este último metal está completamente limpia y libre de óxido y carbonato de cobre (cardenillo), y, por esta razón, es necesario humedecer con una disolución de *sal amoniaco*, (cloruro amónico), o simplemente con un poco de ácido clorhídrico, la superficie del metal que se va a estañar, o a soldar con el estaño, pues esta precaución previa impide la formación del óxido de cobre.

Los bronce y otras aleaciones del estaño con varios metales, reciben muchísimas aplicaciones.

Los compuestos y sales de estaño no tienen aplicación ninguna a la Viticultura y Enología; la sal más importante, entre las de este metal, es el cloruro estannoso ($\text{Cl}_2 \text{Sn}$) llamada vulgarmente *sal de estaño*; se emplea en tintorería como mordiente.

Plomo — Símbolo **P b.** — (Bivalente, alguna vez funciona como tetravalente). —

El plomo es relativamente abundante en la naturaleza, formando diferentes compuestos minerales; entre ellos el más abundante es el sulfuro de plomo, llamado *galena*.

El plomo es un metal de color gris azulado, y brillo metálico en los cortes recién hechos, pero en contacto del aire se recubre de una capa delgadísima de *subóxido de plomo*, de color gris negruzco, lo que hace que el metal pierda su brillo, quedando del color *gris plomo*, bien conocido. Esta delgadísima capa protege al resto del metal, el cual resulta, así, inalterable al aire. Es un metal muy blando, puede rayarse con la uña y cortarse con unas tijeras o navaja fuerte; es muy pesado (su densidad es 11,25, es decir, que pesa, a volumen igual, más de 11 veces que el agua). Se funde a la temperatura de 326°.

El agua destilada ataca al plomo, produciendo *hidróxido de plomo*, que es algo soluble en ella; además, se forman carbonato y bicarbonato de plomo, porque el agua puede llevar disuelto gas carbónico. El agua corriente ataca también al plomo, pero como contiene cloruros, sulfatos y otras sales, bien pronto se forma sobre el metal una delgada costra insoluble, que protege al resto, del ataque; este hecho tiene mucho interés y merece la pena de comprobarse con una pequeña experiencia.

En dos vasos pongamos dos láminas de plomo, iguales y recién cortadas, o raspadas para quitarles la capa de óxido; en uno de los vasos ponemos agua destilada y en el otro agua corriente, al cabo de unos días el agua del primer vaso se enturbiará, y al agitarla veremos que se han formado unos pequeñísimos cristales blanquecinos, el metal no perderá su brillo, y si pesáramos la lámina de cuando en cuando, secándola previamente, podríamos notar que disminuía de peso continuamente; por el contrario, la lámina de plomo sumergida en agua ordinaria, perderá su brillo, pero el agua se mantendrá clara y limpia, y el metal no perderá de peso, y así puede comprobarse.

Por esta razón, y a pesar de que *todas las sales de plomo son sumamente venenosas*, no hay inconveniente en que las tuberías que conducen el agua potable, sean de plomo, pues, a los pocos días de circular el agua por estos tubos, se recubren, en su interior, de la costra insoluble, la cual no permite que el agua ataque al metal. Pero si se trata de agua destilada, nunca debe estar en contacto con objetos de plomo, ni ser preparada en alambiques cuyo serpentín sea de este metal, ni aun de estaño impuro, que contiene siempre algo de plomo.

El plomo apenas es atacado por los ácidos clorhídrico y sulfúrico, porque el cloruro y el sulfato de plomo son muy insolubles, y pronto recubren al metal de una delgada capa, que preserva al resto del metal. Por estas razones se emplean mucho las planchas de plomo para recubrir depósitos de madera, en los que es necesario echar los citados ácidos. El ácido nítrico ataca fuertemente al plomo.

Los ácidos orgánicos (entre ellos los contenidos naturalmente en el mosto y en el vino), atacan al plomo, y siendo las sales formadas *sumamente venenosas*, aun en *pequeñísimas cantidades*, jamás debe estar en contacto el vino ni el mosto con objetos de este metal, ni aun con los de estaño poco puro, que puede contener algo de plomo, pues el vino y el mosto causarían graves trastornos, y aun la muerte, a la persona que los consumiese.

Compuestos y sales de plomo más interesantes.—El *óxido plumboso-plumbico*, llamado *minio*, es un polvo rojo, que se usa para preparar pinturas; el *albayalde*, polvo blanco también muy usado para la preparación de pinturas blancas, es un carbonato básico de este metal.

En Viticultura, y para preparar caldos insecticidas contra la altisa o pulgón de la vid y contra las polillas (*cochylis* y *eudemis*) de la viña, se usa mucho el *acetato neutro de plomo*. (Véase el Capítulo XXXVIII).

CAPITULO XXVII

Metales de los grupos 7.^o y 8.^o—Cobre y sus compuestos.

Plata, Oro y Platino.

Cobre—Símbolo Cu.—(Monovalente en las combinaciones *cuprosas*, bivalente en los compuestos *cúpricos*).

El cobre es un metal bien conocido, de color rojo característico, bastante pesado, siendo su densidad de 8,7 a 8,95, según la forma de preparación del metal, que esté prensado o no, etc. Es el metal que mejor conduce el calor y la electricidad.

Podemos comprobar fácilmente que es mejor conductor del calor que el hierro, pues cortando alambres, de igual longitud y grueso, de ambos metales (cobre y hierro), y cogiéndolos con la mano por un extremo y calentando el otro en una misma llama, se observará que el calor llega antes a la mano que sostiene el alambre de cobre. Parecida observación podemos hacer calentando agua en calderas de ambos metales; el agua se calienta mucho más rápidamente en una caldera de cobre que en otra de hierro, de análogo tamaño. Aprovechando esta propiedad, se construyen de cobre las calderas de los alambiques, etc.

El cobre no funde hasta muy alta temperatura (1062°) y se deja estirar en alambres muy finos, y trabajar en láminas muy delgadas. En el aire seco, no se altera a la temperatura ordinaria, pero, si se le calienta al rojo, se cubre de una capa de óxidos, cuyo color es primero amarillo, luego rojizo y finalmente negro; este hecho se comprueba fácilmente limpiando bien una moneda de cobre (frotándola con un trapo embebido en ácido clorhídrico diluido en agua) y calentándola repetidas veces en la llama de un mechero de alcohol. En el aire húmedo, y aun a la temperatura ordinaria, el cobre se recubre de una capa de color verdoso, formada por el *hidrocarbonato de cobre*, vulgarmente llamado *cardenillo*, que, como todas las sales de cobre, es *venenoso*, siendo la causa de algunos envenenamientos, cuando se preparan las comidas en cacerolas de cobre que no están bien limpias.

El ácido sulfúrico diluido no ataca, o ataca muy poco, al cobre; el ácido sulfúrico concentrado lo ataca fuertemente, produciendo el sulfato de cobre; el ácido clorhídrico, *en frío*, también lo ataca muy poco; el ácido nítrico ya sabemos lo ataca rápidamente, aun en frío, produciéndose, en contacto del aire, vapores rojos y formando el *nitrato cúprico*. Los ácidos *fijos* (tátrico, málico, succínico) del vino, atacan muy poco al cobre bien limpio y sin *cardenillo*; el ácido acé-

tico (ácido del vinagre, muy abundante en los vinos picados) lo ataca mucho más, produciéndose la sal llamada acetato de cobre o *verdet*, de la que hablaremos más adelante por tener aplicación en la preparación de caldos para combatir el mildiu de la viña. En conjunto, los ácidos del vino *normal y sano* no atacan, *rápidamente*, al cobre bien limpio, y por eso no hay inconveniente en construir de cobre o bronce las llaves, grifos, tuberías de refrigerantes, etc., por las que el vino pasa, sin estar largo tiempo en contacto con el metal. Por el contrario, si el vino estuviera mucho tiempo en contacto con objetos de cobre, tomaría un pronunciado y desagradable *sabor a metal*, llegando hasta *enturbiarse y adquirir la condición* de perjudicial a la salud del consumidor.

Citaremos las experiencias de Carpené, ya anotadas para otros metales: una lámina de cobre de 9 ctms.² de superficie, sumergida en 60 cc. de vino, durante seis días, perdió de su peso 0,0032 gramos; el vino quedó limpio, pero su sabor era ya *metálico y desagradable*.

Es importantísimo advertir que el *cardenillo* que cría el cobre en el aire húmedo, es rápidamente soluble en los ácidos del mosto y del vino, y dado su carácter *venenoso*, *jamás deben ponerse en contacto el vino ni el mosto, ni aun por poco tiempo, con los objetos de cobre que no están extremadamente limpios*: el vinagre y los vinos picados *tampoco deben estar, jamás, en contacto con el cobre*.

El cobre recibe muchísimas aplicaciones en la fabricación de gran número de utensilios y aparatos, bien solo, o aleado con otros metales para formar el *bronce* (cobre y estaño), el *latón* (cobre y zinc), etcétera. Debemos advertir que en las bodegas es muy peligroso el uso del latón, en objetos que deben estar en contacto con el vino o mosto, porque el zinc es muy soluble en todos los ácidos, y ya sabemos que sus sales son *venenosas*.

Siendo tan importante la limpieza de los objetos de cobre, usados en las bodegas, diremos aquí dos palabras acerca de la manera de efectuarla. Valiéndose de un puñado de hierba, se frotarán con *cenizas de madera*, acabando por lavar con mucha agua; en caso de objetos muy sucios y descuidados durante mucho tiempo, se podrá empezar frotándolos con una esponja o trapo, empapado en una solución de ácido sulfúrico en agua, al 5 ó 10 por 100, terminando la limpieza, como antes se ha dicho, con cenizas de madera y lavando con mucha agua (1).

En casos de envenenamiento por cardenillo u otras sales de cobre, es recomendable, como primer auxilio, hacer beber al paciente agua con clara de huevo, leche, y *agua caliente con azúcar y bicarbonato sódico*.

(1) Procedimientos indicados por Mr. Deroz, que tomamos de la obra de Mr. Chanérin, ya citada en otras ocasiones, *Chimie appliquée à l'Agriculture*.

Principales compuestos de cobre.— Para nuestro objeto, los únicos importantes son el sulfato cúprico y los acetatos de cobre (verdets).

Sulfato de cobre—Fórmula de esta sal cristalizada, $\text{SO}_4\text{Cu}, 5\text{H}_2\text{O}$.— Esta sal, de la mayor importancia en Viticultura, se presenta en cristales grandes, de un hermoso color azul; en este estado, contiene un 36 por 100 de agua; pero este agua no constituye impureza, sino que es necesaria para la cristalización de esta sal, y forma parte siempre de los cristales de sulfato de cobre, aunque sean *purísimos*. Si en una capsulita, o crisolito de porcelana, calentamos unos cristales de sulfato de cobre (mejor si han sido machacados en un mortero), pronto veremos que se evapora agua y que el sulfato de cobre pierde su color azul y se convierte en un *polvillo blanco*, que es sulfato de cobre *desechado totalmente (anhidro)*; este polvo blanco toma otra vez, en el aire húmedo, el color azul del sulfato de cobre cristalizado, porque absorbe la *humedad* del aire, y aun más rápidamente toma el color azul si le añadimos unas gotas de agua. A esta desecación del sulfato de cobre, se debe el que, durante los veranos muy secos (cuando la temperatura es igual o superior a 30°), el sulfato de cobre en cristales, se cubra de un polvillo blanco, que no es impureza alguna, ni tampoco es señal de haberse alterado la sal, ya que, repetimos, ese polvillo blanco es sulfato de cobre puro y *seco*.

El sulfato de cobre se disuelve lentamente en agua fría, pero más deprisa en el agua templada o caliente, siendo la disolución de un color azul intenso; en la preparación de los caldos para el tratamiento del mildiu de las viñas, y para hacer más rápida la disolución del sulfato de cobre, se acostumbra a colocarle en una cestita o saquito de tela, colgado de modo que quede sumergido en la parte alta del líquido, y así se disuelve la sal con bastante rapidez, porque siendo la disolución del sulfato de cobre más pesada que el agua, se va al fondo del depósito, y los cristales de sulfato están siempre en contacto con la disolución más diluida, al contrario de lo que ocurre cuando se echan los cristales en el fondo del depósito, barreño, comporta, o cuba desfondada, donde se haga la disolución.

La solución de sulfato de cobre en agua tiene reacción francamente ácida, y enrojece el papel tornasol, por las razones apuntadas en la pág. 103. De ahí el efecto de las simples soluciones de sulfato de cobre (*caldos ácidos*) en el tratamiento del mildiu, del que se habla con detalle en Viticultura. Recordemos también, que en los caldos borgoñeses y bordeleses se neutraliza esta acidez de las soluciones de sulfato cúprico, con carbonato sódico en el primero, y con lechada de cal en el segundo, obteniéndose así los caldos neutros y alcalinos, valiéndonos del papel tornasol o de fenoltaleína para graduar la cantidad del carbonato sódico o de la lechada de cal (ver Viticultura).

Es importante advertir que las disoluciones de sulfato de cobre

atacan al hierro y al plomo, formándose sulfato de hierro o plomo y depositándose el *cobre*: esto es fácil de comprobar, metiendo un clavo, bien limpio, en una solución de sulfato de cobre, y viendo que se cubre muy rápidamente de una capa de cobre, de color rojizo. Por esta razón, *nunca* se deben preparar las soluciones de sulfato de cobre en vasijas de metal, sino en barreños, comportas o cubas desfondadas o en depósitos de cemento. Siendo venenoso el sulfato de cobre, no hay que decir que estos envases *no deben utilizarse, jamás, para envasar vinos ni mostos*.

El sulfato de cobre del comercio, suele ser bastante bueno, debiendo adquirirse con una riqueza, garantizada, del 98-99 por 100, que es la que tienen los buenos sulfatos. Alguna vez se adultera el sulfato de cobre con sulfato de hierro, que es más barato, o, sin adulteración intencionada, el sulfato de cobre comercial es impuro, y contiene la citada sal de hierro; puede reconocerse esta impureza o fraude (según los casos), poniendo en un tubo de ensayo un poco de solución (en agua destilada o de lluvia) de cristales de sulfato de cobre y añadiendo unas gotas de amoníaco; si el sulfato de cobre es puro, el líquido tomará un precioso color azul fuerte, *sin enturbiarse nada*; si contuviera hierro, el color sería azul verdoso, o rojizo, de herrumbre u orín; si al añadir el amoníaco toma el líquido color blancuzco, enturbiándose, sería señal de que contenía zinc como impureza, lo que tampoco es conveniente. En caso de duda de la pureza de un sulfato de cobre, debe enviarse muestra de él a un laboratorio agrícola, pues sólo un químico puede efectuar su análisis, que es bastante delicado.

El sulfato de cobre en cristales, pulverizado y mezclado con azufre y cal, constituye los polvos cúpricos, de uso frecuente para combatir, a la vez, el mildiu y el oidium. Por último, el cobre, combinado en forma de *oxiclورو* y *amoniuro*, se ha recomendado, también, como fórmula para el tratamiento contra el mildiu.

Acetatos de cobre o verdets.—(Ver lo referente a estas sales en el Capítulo XXXVIII).

Plata — Símbolo Ag — Monovalente. — La plata es un metal de color blanco, brillante, bastante blando cuando es puro, por lo que, para fabricar con él las monedas y joyas, se *alea* con una pequeñísima proporción de cobre, fijada en la legislación, llamándose a esta aleación, *plata de ley*. Puede estirarse en láminas de finura extraordinaria (panes de plata) y en alambres también muy finos.

No se altera ni oxida en contacto del aire, no le atacan la sosa ni la potasa cáustica, ni los ácidos sulfúrico y clorhídrico *diluidos* y *en frío*. El ácido nítrico sí le ataca y disuelve fácilmente.

Los ácidos naturalmente contenidos en el vino y en el mosto, *no le atacan absolutamente nada*, y por eso, si su precio no hiciera imposible este género de aplicación industrial, sería el mejor metal para las piezas que hayan de tener contacto con los caldos citados, pero, siendo un metal de elevado precio, su empleo en las bodegas se reduce a las *tasas para cata de vinos*, en las que se aprecian, perfectamente, las cualidades de color, brillo y transparencia de los mismos.

La única sal de plata que, para nuestro especial objeto, tiene algún interés, es el *nitrato de plata* (NO_3Ag) que se presenta en cristales blancos, y más frecuentemente se vende en forma de barritas (formadas por esta sal, previamente fundida y solidificada en moldes de esta forma). El nitrato de plata, como todas las sales de este metal, se ennegrece a la luz (por depositar un polvo negro, de plata metálica), por lo que hay que conservarlas en frascos de vidrio de color caramelo o azul obscuro. El nitrato de plata es soluble en el agua, mancha de negro la piel y los tejidos y otras materias orgánicas, por depositar, en su contacto, plata metálica. Es muy venenosa, y se usa en Medicina como cáustica (por eso se le llama vulgarmente *pedra infernal*). En Viticultura, y en fórmula a dosis reducida (20 gramos por hectolitro), se ha recomendado para tratamientos contra el mildiu.

Las soluciones de nitrato de plata reaccionan con las de cualquier cloruro, dando un precipitado *blanco* (de cloruro de plata), que se ennegrece a la luz y que no se disuelve en el ácido nítrico; se utiliza esta propiedad, haciendo servir a las soluciones de nitrato de plata para reconocer la presencia de cloruros en un líquido, y para determinar las cantidades de cloruros contenidos en los vinos, como veremos en el Capítulo XXIII de la parte de Enología.

Oro — Símbolo A u. — Ni este metal precioso ni sus sales tienen aplicación ninguna a la Agricultura ni a la Enología.

Platino — Símbolo P t. — Es un metal de color blanco algo azulado o gris claro, bastante duro, difícilísimo de fundir (funde a 1775°), inalterable en el aire, aun a temperatura elevada, e inatacable por todos los ácidos, excepto por la mezcla de los ácidos nítrico y clorhídrico, la cual, por disolver al oro y a este metal, es llamada *agua regia*. Es el platino un metal precioso, de muy elevado precio, y se emplea en joyería y (aprovechando su resistencia al ataque de la mayor parte de las sustancias y su difícil fusión), en los laboratorios, en cápsulas y crisoles para calcinar y para efectuar diversas reacciones, a las que favorece cuando está muy dividido (en los estados llamados *esponja y negro de platino*).

Si el bodeguero dispone de cápsulas o crisoles de platino (lo que no es, en manera alguna, necesario para las determinaciones comerciales y corrientes del análisis de vinos), deberá tener gran cuidado en no estropear este material, para lo cual no pondrá nunca el platino sobre carbones encendidos ni apoyará las cápsulas de este metal sobre rejillas de hierro u otro metal, mientras se calientan, porque, llegando al rojo el calentamiento, podrán formarse aleaciones, que se fundirían y atacarían fácilmente por diversas sustancias; también habrá de tener en cuenta que la potasa y sosa cáusticas, la potasa y sosa comerciales, los compuestos de plomo y estaño, son sustancias que, *fundidas*, atacan al platino; el agua regia y las mezclas que pueden producirla, o producir *cloro libre*, atacan también rápidamente a los objetos de platino.

Para limpiar los crisoles y cápsulas de platino, lo mejor es fundir en ellos un poco de sulfato ácido de potasio (bisulfato potásico), lavando luego con mucha agua.

Entre las sales de platino se usa algunas veces, en los laboratorios agrícolas, el cloruro platínico (Cl_4Pt), pero este uso se refiere a determinaciones que no están, generalmente, al alcance del agricultor, bodeguero y comerciante en vinos, y por eso no detallamos sus propiedades.

QUÍMICA ORGÁNICA (Química del carbono)

CAPITULO XXVIII

Generalidades y clasificación de los cuerpos orgánicos.

Ya hemos dicho que por ser numerosísimos los compuestos de carbono, y por tener especialísimas propiedades, deben estudiarse aparte de los demás compuestos, que hasta ahora nos han ocupado. También hemos indicado que muchísimos de estos compuestos entran a formar el mayor número de las sustancias que constituyen los vegetales y los animales, y de ahí la denominación de *Química orgánica* que se le daba antes, y aún sigue designando a esta parte de la Química.

Caracteres generales de los cuerpos llamados orgánicos.—El carácter fundamental de todos ellos es el ser *compuestos de carbono*. Además del carbono, contienen siempre alguno o varios de los elementos *hidrógeno, oxígeno y nitrógeno*, pudiendo también intervenir en su composición otros elementos químicos, metaloides y metales, pero en muchísimos casos los cuerpos orgánicos en que intervienen cuerpos simples, diferentes del carbono (que siempre existe), hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, pueden considerarse como derivados de los compuestos en que entran solamente dos o más de estos cuatro elementos (uno de ellos el carbono), a los que, por eso, podemos considerar como fundamentales. Entre los cuerpos simples que *con mayor frecuencia* intervienen en las combinaciones orgánicas, figuran el fósforo, el azufre, el cloro y los metales (estos últimos para formar las sales de los ácidos orgánicos, sin que esto quiera decir que no pueden figurar en otros compuestos también orgánicos).

Para reconocer que una sustancia es *orgánica*, es preciso probar que contiene *carbono*, y para ello podemos calentarla en un tubo de ensayo, y si se *carboniza* (se descompone y queda como residuo carbón), podremos afirmar que se trata de una sustancia orgánica.

Experiencia.—Pongamos, en un tubo de ensayo, un poco de alguna de las sustancias siguientes: azúcar, almidón, ácido tártrico, ácido cítrico, tanino, etc., etc., y calentemos el tubo sobre una lamparilla o mechero; pronto veremos que se desprenden humos y vapores y en el tubo queda un residuo de carbón (1).

(1) Muchas otras sustancias *orgánicas* (por ejemplo, el alcohol, el ácido acético, etcétera), al calentarlas se evaporan o se descomponen en otras, que también se evapo-

Se reconoce, en gran número de casos, que una sustancia orgánica contiene *nitrógeno*, porque al quemarla da olor a *pelo quemado*, y porque si la calentamos, mezclada con cal viva, o con *cal y unas gotas de lejía de sosa cáustica*, en un tubo de ensayo, produce amoníaco, que se reconoce fácilmente por su olor pronunciado y por volver azul el papel rojo de tornasol.

Experiencia.—Se raspa con un rallador de cocina, o se machaca en un mortero, un trocito de la gelatina que se usa en la clarificación de vinos, y se mezclan las raspaduras con un poco de *cal viva* o de *cal apagada*; se coloca la mezcla en un tubo de ensayo y se calienta; pronto notaremos un fuerte olor a amoníaco, y si acercamos a la boca del tubo un papelito tornasol rojo, se observará que vira al color azul.

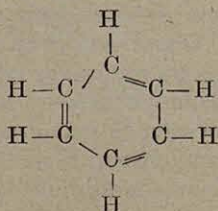
En algunas sustancias orgánicas se demuestra que contienen oxígeno e hidrógeno, calentándolas en un tubo de ensayo, largo, y viendo que en la parte fría del tubo se condensa el agua, que se desprende, en estado de vapor, de la sustancia (compruébese para el azúcar, por ejemplo).

El reconocimiento de si una sustancia orgánica contiene otros cuerpos simples es ya del dominio del análisis químico.

Clasificación de las sustancias orgánicas (1).—Los cuerpos que vamos a estudiar en esta parte de la Química, pueden estar compuestos so-

ran fácilmente, y *no se carbonizan*; en estos casos, los químicos recurren a otros procedimientos para demostrar la existencia del carbono, por ejemplo, a hacer pasar los vapores que se producen, por tubos de vidrio muy calientes, y en ellos se deposita el carbono; pero estos y otros procedimientos para reconocer que una sustancia es orgánica, entran ya en el dominio del químico propiamente dicho, y no interesan al bodeguero y al agricultor.

(1) Los químicos clasifican a todas las sustancias orgánicas en dos grandes series, llamadas *Serie acética* y *Serie cíclica* (antiguamente recibían los nombres de *Serie grasa* y *Serie aromática*), basándose en que las fórmulas de estructura de los cuerpos sean *abiertas* o *cerradas*, es decir, que el modo de enlace que se supone a los cuerpos simples, al formar el compuesto, sea como en el alcohol ordinario $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - (\text{OH})$ (cadena o fórmula abierta) o como en la bencina



(cadena o fórmula de estructura cerrada); pero esta clasificación, de gran interés para la Ciencia, no es necesario tenerla en cuenta en las limitadas y elementales nociones de Química que son necesarias para la *práctica* racional de la Viticultura y la Enología, y por eso, a pesar de su importancia, prescindiremos de esta fundamental y primera división de los cuerpos orgánicos.

lamente de dos elementos, *carbono* e *hidrógeno* (*hidrocarburos*), rara vez del *carbono* y *nitrógeno* (*gas cianógeno*); otros cuerpos orgánicos contienen los tres cuerpos simples *carbono*, *oxígeno* e *hidrógeno*, (*alcoholes*, *fenoles*, *aldehidos*, *ácidos orgánicos*, *hidratos de carbono*) o el *carbono*, *hidrógeno* y *nitrógeno* (*aminas*, *ácido cianhídrico*); otros compuestos son *cuaternarios*, es decir, contienen los cuatro cuerpos fundamentales de las materias orgánicas *carbono*, *oxígeno*, *hidrógeno* y *nitrógeno* (*amidas*). Finalmente, muchos cuerpos orgánicos contienen, además de el *carbono*, *hidrógeno*, *oxígeno* y *nitrógeno*, otros elementos químicos, y entre estos cuerpos los hay que se derivan de los anteriormente nombrados (por ejemplo, las sales metálicas de los ácidos orgánicos); otros en los que no ocurre así, y por último, otros de constitución aún no bien conocida (por ejemplo, las albúminas y materias albuminoideas, compuestos en que intervienen el *carbono*, el *oxígeno*, el *hidrógeno*, el *nitrógeno* y el *azufre* y a veces el *fósforo* y aun el *hierro*, en proporciones muy variables).

El número de sustancias orgánicas conocidas es muy grande, pues aun en las formadas solamente por algunos o todos los cuatro elementos fundamentales, cabe un número infinito de cuerpos diferentes, no sólo por las diferentes proporciones en que intervienen estos cuerpos, *sino también*, y esto es muy importante, *porque aunque los cuerpos simples, que entran a formar el compuesto orgánico, estén en las mismas proporciones, pueden estar unidos, entre sí, en diferentes formas, dando lugar a cuerpos completamente distintos, aunque sea idéntica su composición química*. Los cuerpos en que ocurre esto, se llaman *isómeros* y, por ejemplo, el *almidón* y la *celulosa*, cuerpo este último que forma casi todas las fibras y armazón de los vegetales (el *algodón* está formado por *celulosa* pura) están formados por el *carbono*, *oxígeno* e *hidrógeno* en idénticas proporciones *relativas*, y, sin embargo, son cuerpos bien diferentes en sus propiedades. Bastará esta ligerísima noción para comprender el número extraordinario de cuerpos orgánicos y la imposibilidad de su estudio si no se hubieran clasificado de modo tan racional. Felizmente, la mayor parte de los cuerpos que nos ocupan, forman *series*, es decir, que las fórmulas de todos los cuerpos que están comprendidos en un grupo, están caracterizadas por lo que se llama un *radical*, grupo de cuerpos que interviene en todos ellos, siguiendo el resto de su fórmula química una ley constante, que depende sólo, en cada grupo, del número de átomos de *carbono* que entran a formar la molécula del cuerpo, y aun pudiéndose deducir fácilmente la fórmula de unos cuerpos de la de los cuerpos de otra serie o grupo, mediante reglas sencillas.

Dada la índole elemental y esencialmente práctica de esta obrita, no podemos entrar en detalles acerca de esta clasificación, ni acerca de la manera de nombrar racionalmente a todos los cuerpos de cada serie; pero para que el que quiera ampliar sus estudios acerca de esta parte tan interesante de la Química pueda tener, por adelantado,

una noción clara de lo que aquí apuntamos, explicaremos, por vía de ejemplo, cómo se forman las series de los hidrocarburos llamados saturados y las series de los alcoholes, de los aldehídos y de los ácidos que se derivan de los hidrocarburos citados.

Los hidrocarburos llamados saturados, obedecen todos a la fórmula $C_n H_{2n} + 2$ en que n es un número cualquiera; su nombre químico se termina siempre por la partícula *ano*.

Así: el metano CH_4 (vulgarmente gas grisú o gas de los pantanos)

el etano $C_2 H_6$

el propano $C_3 H_8$

etc.

Los alcoholes que pueden derivarse de estos hidrocarburos, tienen por fórmula general $C_n H_{2n} (OH)$ siendo n , también, un número cualquiera; su nombre químico es el del hidrocarburo correspondiente, terminado en *ol*.

Así: el metanol $CH_3 (OH)$ (vulgarmente *espíritu de madera* o *alcohol metílico*)

el etanol $C_2 H_5 (OH)$ (alcohol ordinario)

el propanol $C_3 H_7 (OH)$

etc., etc.

Los aldehídos que corresponden a los hidrocarburos citados, tienen por fórmula general de la serie $C_n H_{2n} O$, y su nombre es el del hidrocarburo, terminado en la sílaba *al*.

Así: el metanal $CH_2 O$

el etanal $C_2 H_4 O$

el propanal $C_3 H_6 O$

etc., etc.

Finalmente, los ácidos orgánicos correspondientes, tienen por fórmula general de la serie $C_n H_{2n} O_2$, y su nombre químico es el del hidrocarburo, del que pueden considerarse derivados, terminando en la sílaba *oico*.

Así: el ácido metanoico $CH_2 O_2$ (ácido fórmico, vulgarmente)

el ácido etanoico $C_2 H_4 O_2$ (vulgarmente, ácido acético)

el ácido propanoico $C_3 H_6 O_2$

etc., etc.

Y explicada, con este simple ejemplo, la forma de estudiarse en la actualidad la Química orgánica, no nos ocuparemos más, en esta obrita, de la formación de las series y grupos de cuerpos orgánicos, limitándonos al estudio de los, relativamente escasos, compuestos que interesan de una manera más o menos directa, pero práctica, al viticultor, al bodeguero y al comerciante en vinos.

CAPITULO XXIX

Hidrocarburos.—Gas de los pantanos, petróleo, acetileno, bencina.

Principales propiedades y aplicaciones.

Hidrocarburos.—Los hidrocarburos son tan numerosos que, para su estudio, se ha hecho preciso agruparlos en series, cada una de las cuales responde a una fórmula general determinada, teniendo todos sus términos algunas propiedades químicas comunes.

Así los hidrocarburos saturados tienen por fórmula general $C_n H_{2n} + 2$

los hidrocarburos etilénicos tienen por fórmula general $C_n H_{2n}$

los hidrocarburos acetilénicos tienen por fórmula general $C_n H_{2n} - 2$

los hidrocarburos bencénicos tienen por fórmula general $C_n H_{2n} - 6$

etc., etc.

En todas estas fórmulas se dá a n valores numéricos para obtener las fórmulas de cada uno de los términos de la serie. El más interesante de los hidrocarburos llamados *saturados*, es el *metano* (gas grisú, o gas de los pantanos), cuya fórmula es CH_4 . Es un gas que se desprende cuando se pudren bajo el agua muchos restos orgánicos, y de ahí su nombre de *gas de los pantanos*; también se desprende de las grietas en las minas de carbón, y como es sumamente inflamable y forma con el aire una mezcla explosiva, ha sido, y es, desgraciadamente, causa de graves accidentes y catástrofes en las citadas minas. El gas del alumbrado contiene metano, entre otros muchos hidrocarburos.

Los *petróleos brutos* son líquidos, de color amarillento, y pardo, y olor especial, que existen bajo tierra, acumulados en depósitos naturales, o aun en corrientes subterráneas, en ciertos terrenos llamados *petrolíferos*, de América, Pensylvania, Rusia, Turquía, etc.; se les extrae mediante pozos, y luego estos petróleoos brutos son destilados en destilación fraccionada (ver página 26), obteniéndose muchos productos útiles, que se pueden clasificar así:

La parte que destila entre 40° y 70° de temperatura, se llama *éter de petróleo*; *gasolina*.

Los líquidos que destilan entre 70° y 120° de temperatura, se denominan *aceites ligeros de petróleo* (*Bencina de petróleo y Ligroína*).

La parte que destila entre 120° y 150° de temperatura, se llama *aceite de petróleo*.

La parte que destila entre 150° y 250° de temperatura, se llama *petróleo de quemar* o *aceite mineral*.

Los líquidos que destilan entre 250° y 300° de temperatura, se llaman *aceites pesados de petróleo*.

Enfriando los aceites pesados de petróleo, se solidifica un cuerpo blando, de color blanco, de aspecto de cera, y que, purificado convenientemente, constituye lo que se llama *parafina*; las parafinas funden a temperaturas bajas, entre 30° y 65° , según clases (parafinas de punto de fusión bajo, de 30° a 45° , y parafina de punto de fusión alto, de 45° a 65°).

Y, finalmente, el residuo que queda en las calderas después de destilar todas estas sustancias, oxidado al aire libre y decolorado por el negro animal, nos da una sustancia de aspecto *graso, muy untuosa y suave*, que se liquida entre 20° y 40° de temperatura, sin olor ni sabor, si está bien purificada, y que se llama *vaselina*.

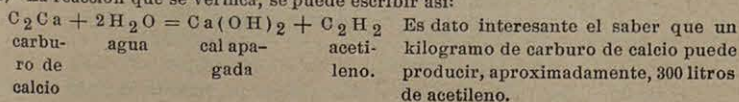
Los petróleoos brutos, y todas las sustancias que de ellos se derivan, están formados por mezclas de hidrocarburos de la serie que hemos llamado *hidrocarburos saturados*, y, a veces, por alguno o algunos de otras series, en proporciones variables según el yacimiento de donde se ha extraído el petróleo bruto. Todos los productos derivados de los petróleoos, tienen muchísimas y muy importantes aplicaciones industriales; para motores de explosión, alumbrado, engrase de máquinas, combustible, etc., etc. Tienen aplicaciones *especiales* a la Viticultura y Enología, el *petróleo de quemar*, o aceite mineral, la *parafina* y la *vaselina*. El petróleo de quemar, después de convenientemente purificado, es decir, el llamado *petróleo rectificado*, tal y como se vende para emplearlo en el alumbrado por quinqués, entra a formar parte de algunos caldos insecticidas, por ejemplo, en los tratamientos de primavera y verano contra la *cochylis* y *eudemis* (ver Viticultura). Hay que advertir que el petróleo ejerce una acción perjudicial a la vegetación, y en especial a las partes verdes y tiernas, y por eso siempre se emplea *emulsionado*, es decir, en una mezcla muy íntima con otro líquido, que suele ser agua jabonosa; para formar la

emulsión, se incorpora el jabón al petróleo, y luego se añade el agua, agitando y revolviendo mucho para que en el líquido que resulte, *no se separe* el petróleo del agua de jabón. La *parafina* se usa mucho en Enología como mastie que no dá olor ni sabor ninguno, para recubrir tapones de corcho o de vidrio, etc., aprovechando su fácil aplicación en caliente y su inatacabilidad por todos los ácidos; en los laboratorios recibe también multitud de aplicaciones.

La *vaselina* se usa en Enología para echarla en delgada capa sobre los vinos de poco grado alcohólico, que, estando en envase empezado, queremos evitar queden en contacto con el aire, para impedir que se alteren; tiene la vaselina, cuando es pura, las grandes ventajas sobre el aceite de oliva (que también se emplea con el mismo fin) de no dar sabor ni olor ninguno y de no enranciarse en contacto del aire; la vaselina que se use en esta aplicación, debe ser líquida, pura y neutra, y hay que exigir estas condiciones al comprarla. También se emplea la vaselina para untar con ella las llaves y los tapones de cristal esmerilado de los aparatos de laboratorio, a fin de evitar que se adhieran a los orificios y cuellos en que ajustan.

El **acetileno**, cuyo nombre químico es *etino*. (fórmula C_2H_2) es un gas sin color, de un olor repugnante especial, que recuerda ligeramente el olor a ajos; es más ligero que el aire, y si se inflama cuando sale por un agujero muy fino, arde con una llama muy blanca, brillante y luminosa. Si se acerca una llama a una mezcla de aire y acetileno, puede provocarse una explosión, lo que hay que tener en cuenta al producir y usar este gas. Se prepara fácilmente el acetileno echando agua sobre el cuerpo llamado carburo de calcio (1) que el comercio expende, en todas partes, a precio muy económico. Por esta facilidad y economía de su producción y aprovechando su llama luminosa y blanca, se utiliza muchísimo el acetileno para el alumbrado, sobre todo en las casas de campo en donde no llega la luz eléctrica, empleándose las lamparitas de acetileno tan corrientes y conocidas de todo el mundo. El acetileno es un gas bastante venenoso, y hay que tener muy en cuenta esta propiedad, y su cualidad de explosivo, si se inflama mezclado con el aire, para manejar con algún cuidado el carburo de calcio, procurando que no se moje ni humedezca, y no permaneciendo ni encendiendo cerillas en los locales en donde se note fuerte olor a acetileno. En las bodegas no debe conservarse el carburo, pues el vino y el mosto toman fácilmente los malos olores y gustos; por otra parte, y por la misma razón, el alumbrado por

(1) La reacción que se verifica, se puede escribir así:



acetileno no es muy apropiado para las bodegas, en las que son preferibles la luz eléctrica y aun las velas de esperma.

Bencina — Fórmula C_6H_6 . — Es el tipo y el primer cuerpo de la serie de hidrocarburos que hemos llamado *hidrocarburos bencénicos*. Su nombre químico es *Benceno*, y el nombre del producto comercial, que proviene de destilar y rectificar el *alquitrán de hulla*, es *Benzol*. Hay que advertir que el Benzol puro del comercio, obtenido por los métodos que se usan modernamente para separarlo y purificarlo, es *Benceno* casi químicamente puro. La bencina es un líquido transparente, incoloro, menos denso que el agua, de olor especial cuando es pura y muy desagradable en los *benzoles impuros*; enfriada entre hielo, se solidifica a la temperatura de $4^{\circ}5$, cuando es pura, siendo esta solidificación una indicación de su pureza, y por eso, a veces, para indicar esta cualidad, se expende la bencina bajo el nombre de *bencina cristalizable*. Hierve a $80^{\circ}5$.

La bencina es muy inflamable, y arde con llama muy luminosa; la mezcla de los vapores del benceno con el aire puede explotar al contacto de una chispa o llama.

La bencina disuelve a las grasas (de ahí su empleo como quitamanchas), al *caucho*, al azufre, al yodo y al fósforo. Se mezcla (se disuelve) en el alcohol y en el petróleo, y no se disuelve y sobrenada en el agua.

El benzol tiene grandes aplicaciones industriales (fabricación de materias colorantes, desengrasado, etc.), pero ninguno especial a la Viticultura y Enología.

Acabaremos estas ligerísimas notas sobre los principales hidrocarburos, indicando que la *naftalina*, ese cuerpo sólido, blanco, de olor característico, que es de uso doméstico corriente, para combatir la polilla de los tejidos, es otro hidrocarburo ($C_{10}H_8$) y que la *esencia de trementina* (o *aguarrás*) es asimismo un hidrocarburo ($C_{10}H_{16}$), que se obtiene destilando, con vapor de agua, el jugo resinoso de ciertos árboles; el aguarrás disuelve la cera, las resinas, el caucho, etc., y de ahí sus aplicaciones. Es un líquido muy inflamable.

CAPITULO XXX

Alcoholes.—Estudio especial del alcohol ordinario o etílico.—Glicerina.

Nociones sobre los aldehidos y fenoles.

Alcoholes.—Los químicos dan el nombre general de alcoholes a un gran grupo de cuerpos orgánicos (compuestos de carbono, oxígeno e hidrógeno) que tienen reacción neutra (ni ácida ni básica) y poseen la propiedad, común a todos ellos, de reaccionar con los ácidos, dando, más o menos lentamente, unos cuerpos llamados *ésteres-sales* o *ésteres* (combinaciones de los ácidos con los alcoholes) y separándose agua (1).

(1) Por ejemplo, para el alcohol ordinario (alcohol etílico) y el ácido nítrico, la reacción podría escribirse $C_2H_5(OH) + NO_3H = NO_3(C_2H_5) + H_2O$

alcohol	ácido	éter ní-	agua.
ordina-	nítri-	trico o	
rio o	co	nitrato	
etílico		de etilo	

Si comparamos esta reacción con la explicada en la Química inorgánica (pági-

A cada hidrocarburo le corresponde uno o varios alcoholes, cuyas fórmulas son muy fáciles de deducir de las de los primeros, sustituyendo en ellas, a uno o varios de los átomos de hidrógeno, uno o varios grupos (OH). Así, al *metano*, de fórmula C H_4 , le corresponderá un alcohol $\text{C H}_3(\text{OH})$ llamado *metanol* (alcohol metílico o espíritu de madera); al etano, de fórmula C_2H_6 , le corresponde un alcohol, el *alcohol ordinario* (alcohol etílico) de fórmula $\text{C}_2\text{H}_5(\text{OH})$; y al *propano*, de fórmula C_3H_8 , le corresponderán varios alcoholes, entre los que nos conviene hacer mención de la *glicerina* (propanotriol), de fórmula $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$.

Y ya expuestas estas nociones de los cuerpos que constituyen el grupo, nos limitaremos a dar detalles acerca de las propiedades de los alcoholes que más nos interesan, bajo nuestro especial punto de vista.

El *alcohol metílico* $\text{C H}_3(\text{OH})$ o *espíritu de madera*, llamado así porque se produce al destilar la madera en calderas cerradas, es un líquido transparente e incoloro, de olor fuerte especial, no desagradable; arde fácilmente con llama casi incolora, y se emplea para mezclarlo con el *alcohol ordinario*, al objeto de *desnaturalizarlo*, esto es, para que no pueda emplearse en la bebida, sino únicamente para *usos industriales*, con lo que está sujeto a un menor impuesto por el Estado.

Alcohol ordinario, alcohol vínico (o simplemente alcohol).—Su nombre químico es *alcohol etílico*, o *etano*, y su fórmula ya sabemos que es $\text{C}_2\text{H}_5(\text{OH})$. Es un líquido transparente e incoloro, de olor agradable y fuerte bien conocido, que se mezcla con el agua (para la que tiene gran avidez) en todas proporciones, produciéndose aumento de temperatura al mezclar ambos líquidos; además, se produce el fenómeno llamado *contracción*, que consiste en que, al mezclar el agua y el alcohol, el volumen de la mezcla no es igual a la suma de los volúmenes del agua y del alcohol mezclados, sino algo menor (un 3 a un 4 por 100, del volumen que debería resultar).

na 99) entre los ácidos y las bases, podemos observar que tienen gran analogía: así, por ejemplo, la reacción entre la sosa cáustica y el ácido nítrico, la podemos escribir de este modo:

$\text{Na}(\text{OH})$	+	NO_3H	=	NO_3Na	+	H_2O	y vemos que, en esta última reacción,
sosa		ácido		nitra-		agua,	la formación de la sal <i>nitrato sódico</i>
cáus-		nítri-		to só-			es, en cierto modo, análoga a la forma-
tica		co		dico			ción del <i>éter nítrico</i> en la primera.

Sin embargo de esta analogía, existe una diferencia esencial entre los dos casos; en el caso del ácido y la base, se produce una sal y agua, pero esta sal (el nitrato de sodio en el ejemplo puesto) y el agua, no *reaccionan entre sí*; por el contrario, en el caso de los ácidos y alcoholes se produce un *éter y agua*, pero, a su vez, el *éter* formado y el agua, reaccionan entre sí, para volver a producir *el ácido y el alcohol*; de esta manera, la reacción entre ácido y alcohol no es completa nunca (a menos de separar el éter al mismo tiempo que se forma), y se trata, por lo tanto, de una reacción de las que hemos llamado *limitadas o equilibrios químicos* (ver pág. 48).

A la reacción entre ácidos y alcoholes para formar un éter, la llaman los químicos *eterificación*, y a la inversa, es decir, a la reacción del agua sobre el éter, para formar el *ácido y el alcohol*, se la conoce con el nombre de *saponificación de los éteres*.

Por la analogía, primeramente expuesta, entre las reacciones de ácidos y bases y las de ácidos y alcoholes, podríamos decir que los alcoholes son comparables, *en cierto modo*, con las bases de la Química inorgánica, y los cuerpos que hemos llamado *éteres o ésteres*, son comparables con las *sales*, pero no se crea que esta semejanza es completa, ya que no alcanza más que a la reacción explicada, y en ningún modo a las propiedades de unos y otros cuerpos, que veremos son muy diferentes.

El alcohol que se encuentra en el comercio, aun el mejor fabricado y rectificado, no es alcohol químicamente puro, o alcohol *absoluto*, sino que siempre lleva una proporción de agua, más o menos considerable, y algunos otros cuerpos, aunque a veces en proporción mínima. La riqueza en alcohol de un alcohol comercial, se expresa por su *grado*, entendiéndose por *grado*, el tanto por ciento, en volumen, de alcohol puro o *absoluto* que contiene; más claramente, *el número de litros de alcohol puro, o absoluto, que hay en un hectolitro del alcohol de que se trate*. Así, por ejemplo, cuando decimos que un alcohol tiene 96°, queremos decir que, en 100 litros de este alcohol, hay 96 litros de alcohol purísimo. El alcohol puro, llamado *absoluto*, es, por lo tanto, *alcohol de 100°*.

El alcohol puro, o *alcohol absoluto*, hierve a 78° de temperatura, y tiene una densidad (a 15° de temperatura) de 0,794 (1), es decir, que un litro de alcohol absoluto pesa 794 gramos, bastante menos que el agua; las mezclas de agua y alcohol (alcoholes comerciales) hierven a temperaturas superiores a 78°, tanto más elevadas cuanto menor grado alcohólico tienen, y ya hemos explicado que en esta propiedad se fundan los métodos de determinación del grado de alcohol de los vinos, con los aparatos Malligand y ebulióscopto Salleron, tan usados por los bodegueros y comerciantes. Las densidades de las mezclas de agua y alcohol son tanto mayores cuanto menor es la proporción de alcohol, y de esta densidad puede deducirse el *grado alcohólico* de la mezcla. (Ver en los «Apéndices» de esta obra la tabla correspondiente).

El alcohol absoluto y los alcoholes comerciales de grado elevado, superior a 80°-85°, arden con llama azulada, que produce mucho calor, y conocida es de todos la aplicación del alcohol *para quemar*.

Ya hemos indicado que el alcohol es muy ávido del agua; esta avidez es tal, que el alcohol absoluto, y aun los alcoholes comerciales de grado elevado, absorben la humedad del aire y *bajan de grado* al tenerlos en botellas abiertas o en envases de madera.

El alcohol puede oxidarse (combinarse con el oxígeno) por medios químicos, y, más frecuentemente, por la acción de un microbio especial (*mycoderma aceti*, o *fermento del vinagre*) que le transforma, en determinadas condiciones (ver en Enología, fabricación de vinagres), en *ácido acético*, lo que es el fundamento de la fabricación de vinagres y el origen de la enfermedad del avinagramiento o *picado* de los vinos.

El alcohol se obtiene, casi siempre, destilando los líquidos azucarados, después de *fermentados* por microbios llamados *levaduras*.

Los alcoholes del comercio se dividen en *alcoholes naturales* o de

(1) En Enología admitimos como densidad del alcohol puro, la de 0,7943, ordinariamente aceptada.

frutos, y *alcoholes industriales*. Entre los primeros se cuenta el alcohol vínico, que procede de la destilación de vinos, piquetas, orujos, etc., y los alcoholes de sidra, de perada, etc. Entre los segundo contaremos los alcoholes que proceden de las *melazas, maíz, centeno, patatas*, etc. En los alcoholes de frutos, el jugo de éstos (mosto), fermenta directamente por las levaduras, y luego se destila para separar el alcohol; en los alcoholes industriales, el azúcar de remolacha (sacarosa) de las melazas y el almidón del maíz, centeno, patatas, etcétera, son primero transformados, por medios que indicaremos en el lugar correspondiente (Capítulo XXXIII), en azúcares que puedan ser fermentados por las levaduras, y luego se fermentan y, finalmente, se destilan. (Ver el Capítulo de *Fermentación* en la parte de Enoología).

Los aparatos para destilar alcohol, pueden ser simples alambiques, más o menos perfeccionados, como el que hemos descrito en la página 26, y los alcoholes en ellos producidos se llaman aguardientes o *alcoholes destilados*; o aparatos muy perfeccionados llamados *aparatos rectificadores*, usados hoy en la industria de los alcoholes y cuya descripción y manejo se salen ya del dominio del bodeguero.

En el comercio, los alcoholes reciben, según su graduación y procedencia, diversos nombres: se llaman *flemas* a los productos destilados, de escaso grado alcohólico, que luego se redestilan y rectifican para obtener alcoholes de mayor graduación; *aguardientes débiles* a los alcoholes destilados que marcan 37° a 40° de alcohol; *aguardientes ordinarios* o *3/6 prueba Holanda* a los de 50° a 53°, y *fuertes* o *3/6 fuertes* a los de 54° a 60°. A los alcoholes de mayores grados, sean naturales o industriales, se les llama *espíritus* (espíritu de vino) *3/5, 3/6, 3/7...* etc., lo que quiere decir para el primero, por ejemplo, que 3 litros del espíritu 3/5 y 2 de agua darían *aproximadamente* 5 litros de *aguardiente ordinario*; para el segundo, que 3 litros del espíritu 3/6 y 3 litros de agua darían aproximadamente 6 litros de *aguardiente ordinario*, etc., etc. Si los alcoholes marcan más de 90°, se llaman y suelen ser, *rectificados*; en la industria moderna se obtienen alcoholes rectificados *neutros* de 96°/98°, casi libres de impurezas, y en los que no hay medio ninguno, *seguro*, de distinguir su procedencia, es decir, si es *de frutos* o *industrial*, pues son casi alcohol puro con pequenísima cantidad de agua.

Los alcoholes *destilados* de vinos, sidras, etc., tienen, debido a los cuerpos distintos del alcohol, un aroma y un gusto agradables y característicos de cada uno, por lo que son muy buscados para consumidos en bebidas, y constituyen los tipos de los diferentes *aguardientes*.

En los alcoholes industriales y en los *rectificados*, por el contrario, lo que se busca es que tengan la menor cantidad posible de impurezas, y se desean alcoholes *neutros* (sin acidez alguna), sin gusto

ni aroma especial, sino con los propios del alcohol puro; para llegar a estos buenos tipos de alcoholes rectificados, hace falta separar, cuidadosamente, los productos llamados *de cabeza* (que están formados por aldehídos, éteres... y en general cuerpos más volátiles que el alcohol ordinario) y los llamados *de cola*, que son los que destilan al final (que están formados por el llamado *aceite de fusel*, el cual contiene alcoholes diferentes del alcohol ordinario, y otros cuerpos, entre los que entra, en gran proporción, el alcohol llamado *alcohol amílico*, líquido de olor especial, desagradable, que excita la tos), operando en los grandes aparatos rectificadores (1).

El alcohol absoluto (o de 100°) no puede obtenerse en los aparatos industriales, por perfeccionados que estén, sino que es necesario privar a los alcoholes rectificados neutros de la pequeñísima cantidad de agua que contienen, por procedimientos químicos especiales; por otra parte, el alcohol absoluto no tiene aplicación más que en los *laboratorios* (2).

Como al hablar, en la parte de Enología, del aprovechamiento de los residuos de la vinificación, expondremos algo sobre la fabricación de aguardientes, no diremos aquí nada más acerca de este asunto ni de la Alcohometría (medida del grado de un alcohol).

La legislación española permite el *encabezado* de los vinos, con *alcohol natural de vino*, y, en todo caso, con *alcohol de orujo* depurado a 60° centesimales. Encontramos excesiva la libertad que la ley concede para encabezar toda clase de vinos, que debería limitarse a aquellos tipos en que fuese conveniente a su calidad y aun necesario para su mejor conservación, señalándose en todos los casos la cantidad máxima de alcohol que pudiera añadirse.

Además de los usos en vinificación, tiene el alcohol un gran número de aplicaciones domésticas e industriales. Así, se utiliza para quemar, para ciertos motores, para disolver algunas grasas y otros cuerpos en la fabricación de barnices, etc., etc.; para muchas de estas aplicaciones, puramente industriales, se usa el alcohol *desnaturalizado*. La desnaturalización del alcohol, a fin de hacer imposible su uso en bebida, se hace en España, en las fábricas especiales y previo aviso a la Administración, con una mezcla a partes iguales de espíritu de madera (alcohol metílico en mezcla con otras sustancias, entre las

(1) Conviene saber que los productos de *cabeza* y *cola*, especialmente el *aceite de fusel*, tienen aplicaciones industriales, pero darían a los *aguardientes* sabores y olores muy desagradables: así, pues, hasta en los alcoholes destilados conviene separar lo que pasa al principio y fin de la destilación.

(2) Podemos preparar, sencillamente, un alcohol casi absoluto (de 99° de alcohol) añadiendo a un alcohol de 95°-96°, terrones de cal viva, recién fabricada, en cantidad de 200 ó 250 gramos por cada litro de alcohol. Se deja en contacto muchas horas, y luego se destila la mezcla. Como la cal viva se apodera del agua para formar la cal apagada, el alcohol que resulta de la operación, es muy fuerte.

que debe existir la *acetona*, en un 30 por 100, por lo menos) y *benzol*, añadiendo esta mezcla al alcohol, en la proporción de 4 litros por hectolitro. También se autoriza la desnaturalización del alcohol, para determinadas industrias, con brea vegetal, con ácido sulfúrico, etc., etc.

Glicerina.— $C_3H_5(OH)_3$.—La glicerina es un líquido transparente e incoloro (cuando es pura), de consistencia de un aceite espeso, de sabor dulce y de tacto muy suave. Un litro de glicerina pura pesa 1265 gramos, a 15° de temperatura. Se disuelve en todas proporciones en el agua, de la que es muy ávida, absorbiendo la humedad de la atmósfera cuando no está en frascos bien tapados. Se disuelve también en el alcohol. Cuando se la calienta, fuerte y rápidamente, se descompone, dando un humo análogo al *humo de aceite*. Hierve a 290°, pero a esa temperatura ya se descompone, como acabamos de decir.

Las grasas y aceites vegetales y animales, son compuestos de glicerina (ésteres de la glicerina y ciertos ácidos orgánicos); en estas mismas grasas, cuando se enrancian, existe algo de glicerina libre (no combinada). Casi toda la glicerina que se encuentra en el comercio, se fabrica partiendo de las *grasas y aceites*, obteniéndola, al *saponificarlas*, como subproducto de la fabricación de bujías y de jabones. (Ver, más adelante, las nociones acerca de esta fabricación.)

Al bodeguero le interesa mucho saber que los vinos contienen siempre *glicerina*, en una proporción relativamente elevada; los mostos no contienen glicerina, luego esta sustancia se produce, siempre, como producto normal de la fermentación del azúcar del mosto, por la levadura alcohólica. Aunque la proporción de glicerina en los vinos es muy variable, según tipos y modos de elaboración, podemos decir que los más alcohólicos suelen ser los que contienen más cantidad de glicerina; y, de los estudios hechos, parece que la cantidad de glicerina, que en un vino existe, varía entre el 6 y el 14 por 100 del peso del alcohol que contienen. La proporción de la glicerina en los vinos influye mucho en la calidad, pues, aparte de contribuir a que sea mayor la cifra del *extracto seco* (ver Enología Capítulo XXII) parece que es la sustancia que da la suavidad o *aterciopelado al paladar*, que tienen los mejores tipos de vino.

Alguna vez, se ha propuesto el añadir glicerina pura a los vinos, para aumentar su *extracto seco* y darles condiciones de suavidad, pero la legislación lo prohíbe terminantemente, y con justa causa, pues, aparte de que algunas glicerinas impuras, comerciales, contienen algo de plomo y arsénico, debido a fabricación poco esmerada, la adición de esta sustancia facilitaría o disimularía otros fraudes.

Los usos de la glicerina son bastante numerosos, empleándose para la fabricación de explosivos, como la nitroglicerina y dinami-

ta (1), en perfumería, en la fabricación de confituras, en las cremas para el calzado, etc., etc.

Manita.—Otro cuerpo cuyo conocimiento puede tener para nosotros cierto interés, es la *Manita*, alcohol cuya fórmula es $C_6H_8(OH)_6$. A diferencia de los otros alcoholes que hemos estudiado, es un cuerpo sólido, que se presenta cristalizado en agujas alargadas, sedosas. Se disuelve bastante en el agua, y su sabor es muy dulce. Se produce, a veces, por la acción de un fermento especial (fermento manítico), y a expensas del azúcar del mosto, en las fermentaciones que se conducen mal y en las que el mosto se recalienta demasiado (por encima de 35° de temperatura). Cuando esto ocurre, los vinos quedan *agridulces*, y como la levadura no puede hacer fermentar la *manita*, resulta que el vino queda irremediablemente defectuoso y con la enfermedad llamada *manítica*.

Es, pues, la *enfermedad de la manita*, fácil de evitar, pero de *imposible curación* en la práctica.

Fenoles.—Los químicos denominan fenoles a un extenso grupo de cuerpos que se parecen, en cierto modo, a los *alcoholes*, pues con los ácidos reaccionan, dando *éteres*, y su fórmula se deduce análogamente, sustituyendo uno o varios hidrógenos por oxhidrilos (OH), en las fórmulas de ciertas series de hidrocarburos, por ejemplo, en los hidrocarburos que hemos llamado *bencénicos* (2).

Sin embargo, los fenoles se diferencian de los alcoholes, en que estos últimos cuerpos no reaccionan al mezclarlos con soluciones de sosa o potasa cáustica, mientras que los *fenoles* reaccionan con ellas como si fueran ácidos, es decir, forman *fenatos* de sodio o potasio. Otras analogías y diferencias de los fenoles y los alcoholes pudiéramos señalar, pero bastan las indicadas para distinguir estos dos grupos de cuerpos.

El *fenol ordinario*, llamado vulgarmente *ácido fénico*, es el fenol más conocido. Se extrae, por destilación, del alquitrán de hulla, y es un cuerpo sólido, blanco, cristalino, de forma de agujas, que funde muy fácilmente (a 40°); su olor es muy fuerte y especial. Se disuelve poco en el agua, y a esta solución se la conoce con el nombre de *agua fenicada*; en el alcohol se disuelve en todas proporciones. El ácido fénico es venenoso para las plantas y para los animales; es muy antiséptico, y de ahí el uso del *agua fenicada* para desinfectar heridas.

El *cresol* y los *lisoles* son también fenoles (el primero de los nombrados) o mezclas de aceites de alquitrán (ricos en fenoles) con jabones y resinas (los *lisoles*), resultando líquidos desinfectantes e insecticidas, que se emplean para desinfectar cuadras, o en fórmulas contra algunos insectos dañinos a las plantas. En Viticultura son poco o nada empleados.

Aldehidos.—Se llama, en Química orgánica, *aldehidos*, a un grupo de

(1) Tratando la glicerina purísima con una mezcla de ácidos nítrico y sulfúrico, se forma un cuerpo líquido, algo amarillento, que es un éter de la glicerina (trinitro glicerina) que es sumamente explosivo y de peligroso manejo. Empapando en este líquido algunos cuerpos, como la *tierra de infusorios*, o ciertas *mezclas* de serrín de madera con diferentes sales, etc., se forman los explosivos conocidos por el nombre de *dinamitas*.

(2) De la fórmula de la bencina, C_6H_6 , se deduce, así, la del *fenol ordinario* $C_6H_5(OH)$.

CAPITULO XXXI

Acidos orgánicos.—Taninos.

Acidos orgánicos.—En este grupo de sustancias orgánicas encontramos cuerpos de gran interés para el bodeguero; por esta razón, nos detendremos algo más en su estudio.

Todos los ácidos orgánicos (como los ácidos inorgánicos que hemos estudiado), tienen la propiedad de reaccionar con las bases, dando *sales* y separándose agua, es decir, que, como todos los ácidos, son *neutralizados* por las bases; muchos de ellos son solubles en el agua, otros (precisamente los que contienen en su fórmula mayor número de átomos de carbono) no lo son; los primeros, en solución acuosa, tienen muy marcado su carácter ácido y enrojecen el papel y la tintura de tornasol; en los segundos, el carácter de ácido, tal y como se explicó en la Química inorgánica, está menos marcado. Todos los ácidos orgánicos reaccionan, generalmente con lentitud, y siempre de modo incompleto (reacción limitada), con los alcoholes, para formar los éteres y agua, según ya hemos indicado anteriormente, y este carácter es también propio de los ácidos inorgánicos.

Los ácidos orgánicos contienen carbono, oxígeno e hidrógeno (1), y, lo mismo que en los ácidos inorgánicos, deben su carácter de ácidos a algunos de los átomos de hidrógeno que entran a formar su molécula, siendo estos átomos de hidrógeno los que pueden sustituirse (en las reacciones químicas) por un metal, para formar la sal o sales correspondientes. Así, pues, y de la misma manera que se explicó en la Química inorgánica, los ácidos orgánicos pueden ser monobásicos, bibásicos, etc.

Los ácidos orgánicos pueden proceder siempre de la oxidación de un *alcohol*, y ya indicamos, en páginas anteriores, que una primera oxidación nos daba un *aldehído*, y una oxidación del *aldehído* (o una oxidación más enérgica de un alcohol) nos originaba el ácido correspondiente; así, a un alcohol le corresponde siempre un ácido (a veces más de uno), por ejemplo, por oxidación del alcohol *metílico* se obtiene el ácido metanóico (ácido fórmico). Por oxidación del alcohol *etilico* (alcohol ordinario) se obtiene el *ácido etanóico*, bien conocido con el nombre de *ácido acético*, etc., etc.

Las fórmulas de los ácidos orgánicos correspondientes a cada uno de los alcoholes se obtienen fácilmente sustituyendo, en las fórmulas de estos últimos cuerpos, dos de los átomos de hidrógeno por un átomo de oxígeno. Por ejemplo:

La fórmula del alcohol *metílico* es $\text{CH}_3(\text{OH})$; la del *ácido fórmico* (metanóico) será CH_2O_2 .

La fórmula del alcohol *etilico* es $\text{C}_2\text{H}_5(\text{OH})$; la del *ácido acético* (etanóico) será $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

La fórmula del *glicol* (alcohol que no hemos estudiado por no ser para nosotros

(1) Los ácidos orgánicos pueden también contener nitrógeno, como ocurre en el grupo de cuerpos llamados *amino-ácidos*, y aun cloro, bromo y yodo, en algunos ácidos que se producen al actuar estos tres cuerpos sobre los ácidos orgánicos, pero estos grupos especiales tienen gran interés científico, pero ninguno para la práctica del bodeguero y agricultor.

indispensable) es $C_2H_4(OH)_2$; la del *ácido oxálico* (que puede considerarse derivado de él) será $C_2O_4H_2$, etc.

Y previas estas nociones generales del grupo, detallemos las propiedades de los ácidos orgánicos y las de las sales que de ellos provienen, que tienen mayor importancia para nuestro concreto y limitado objeto.

Acido acético (ácido etanóico).—Su fórmula es $C_2H_4O_2$, y los químicos la escriben: $CH_3(COOH)$, indicando así que sólo el último de sus átomos de hidrógeno tiene carácter ácido; es decir, que es un ácido monobásico.

El ácido acético es un líquido incoloro y transparente, de olor fuerte y agrio (a vinagre) y de sabor sumamente ácido, no pudiéndose probar sin diluirlo en agua, porque quema y produce ampollas en la lengua, y hasta en la piel si cae sobre ella. Cuando está puro (sin mezcla de agua) se solidifica en cristales a temperaturas inferiores a $16^{\circ}5$, y de ahí que, para indicar su concentración, se designe, en el comercio, con el nombre de *ácido acético cristalizable* al que no contiene agua o la contiene en proporción pequeña, ya que el ácido acético diluido en agua no se solidifica más que a temperaturas bastante más bajas que la indicada. El ácido acético se mezcla (se disuelve) en todas proporciones con el agua y con el alcohol. Hierve a temperatura de 118° , y, por lo tanto, es un ácido que se *evapora* (si así podemos decirlo), al calentar los líquidos que lo contienen; a este ácido, y a todos los que tienen esta propiedad, se les llama *ácidos volátiles*, para distinguirlos de los que no se evaporan al calentar el líquido en que están disueltos, a los que se les llama *ácidos fijos*. En Enología veremos la importancia de esta distinción para clasificar los ácidos del vino.

Todos los vinos, aún los más sanos, contienen pequeñas cantidades de ácido acético, que forma la mayor parte de su *acidez volátil*; parece que estas pequeñas proporciones de ácido acético son producidas por la levadura, y por otros microbios, al final de la fermentación; pero si en la superficie del vino se desarrolla un fermento especial llamado *mycoderma aceti*, o *fermento del vinagre*, las proporciones de ácido acético aumentan muchísimo, y el vino se pica, *se avinagra*, y aun si se favorece su acción, casi todo el alcohol desaparece y se transforma en ácido acético, y el vino se convierte en *vinagre*. Esta transformación consiste en que el fermento del vinagre oxida, con el oxígeno del aire, al alcohol, y lo transforma en ácido acético. Para que esta transformación tenga lugar es preciso que se reúnan las siguientes condiciones:

1.^a Presencia del fermento.—2.^a Temperatura adecuada para su trabajo y desarrollo.—3.^a Escaso grado alcohólico del vino, pues el alcohol en gran proporción (vinos de más de 13°) es muy perjudicial a la vida del fermento del vinagre, y hasta puede llegar a imposibilitar su acción; y 4.^a Aireación conveniente para que el microbio

tenga a su disposición el oxígeno que necesita. En favorecer la reunión de estas condiciones, se funda la fabricación del vinagre (que se detalla en la parte de Enología, Capítulo XXXI) y en evitarlas consisten los procedimientos de buena conservación de los vinos, para lograr caldos que no se piquen. No sólo el *mycoderma aceti*, o fermento del vinagre, puede producir ácido acético; otros microbios que pueden vivir en el vino, siendo causa de sus distintas enfermedades, pueden también aumentar su proporción, además de la de otros ácidos volátiles, y, por eso, una elevada proporción de estos ácidos es señal cierta de enfermedad en los vinos.

En la industria se obtiene el ácido acético de los productos de destilación de la madera (y de ahí el nombre de *ácido piroleñoso* que algunas veces se le aplica, cuando tiene esa procedencia); también puede fabricarse haciendo trabajar al *mycoderma aceti* en mezclas de agua y alcohol, adicionadas de algunas sales (fosfatos de cal y amónico) para completar la alimentación del fermento.

Las sales del ácido acético se llaman *acetatos*, y los más importantes para nosotros son el acetato básico de cobre (verdet gris) y el acetato neutro de cobre (verdet neutro); ambas se utilizan para combatir el mildiu, en ciertas fórmulas menos usadas que la de los caldos bordelés y borgoñés, a base de sulfato de cobre. El acetato básico de cobre, o *verdet gris*, es un polvo verdoso o masa de color gris verdoso claro, poco o nada soluble en el agua, aunque algo soluble en el agua de lluvia, por contener ésta gas carbónico. El acetato neutro de cobre se presenta en cristales de color verde, solubles en agua. El viticultor puede fabricar por sí mismo estos verdets, valiéndose de los orujos acetificados (avinagrados) y de planchas de cobre; para esta fabricación se conserva la brisa fermentada (y por supuesto *sin destilarla* para aprovechar su alcohol), bien apisonada, en toneles o silos cerrados, para evitar que se altere antes de tiempo; cuando se quiere comenzar la fabricación, basta desmenuzar esta brisa para ponerla en contacto con el aire y bien pronto (en tres o cuatro días, si la temperatura no es muy fría) todo el alcohol que la brisa contiene se transforma en ácido acético por la acción del *mycoderma*, que se desarrolla rápidamente sobre el orujo. Cuando ya tenemos en este estado la brisa, se extiende en capas de unos 5 centímetros de altura, sobre las que se colocan láminas de cobre (o planchas de este metal, procedentes de aparatos diversos e inútiles); encima de las placas de cobre se pone otra capa de brisa avinagrada, y se sigue así, hasta formar un montón de un metro o metro y medio de altura. El ácido acético ataca al cobre, y, al cabo de seis o siete días, todas las láminas de este metal están recubiertas de una capa de cristales verdes (de verdet neutro en su mayor parte). El *verdet neutro*, así producido, puede convertirse en *verdet gris*, más usado, colocando las placas de cobre, atacadas como se ha dicho, en un local húmedo y ca-

liente y mojóndolas en agua cada cuatro o cinco días: al cabo de un mes, y a veces antes, todo el verdet neutro se transforma en verdet gris, el cual se separa de las placas de cobre, rascándolas con un cuchillo por sus dos caras, pudiéndose emplear la placa en otra operación siguiente.

El verdet, obtenido como se deja explicado, está muy húmedo, se le deja secar, *sin calentarlo*, y se tiene el *verdet seco comercial*, que contiene sólo de 30 a 35 por 100 de agua, y puede ya venderse o emplearse en las fórmulas contra el mildiu de la viña. Los caldos al verdet, para este objeto, se preparan, según la siguiente fórmula:

Verdet gris. 1,50 kilos.

Agua. 100 litros.

Ácido tártrico. — Fórmula $C_4O_6H_6$ (y aun más claramente $(CHOH)_2-(COOH)_2$ que nos indica que es un ácido bibásico, porque sólo los dos hidrógenos últimos son sustituibles por metales). El ácido tártrico es un cuerpo sólido, que se presenta cristalizado, frecuentemente en grandes cristales alargados, incoloros y casi transparentes. Estos cristales son solubles en el agua fría y mucho más en el agua caliente, son también solubles en el alcohol. Calentando, sobre una llama de alcohol, unos cristales de ácido tártrico, en una cápsula de porcelana o en un tubo de ensayo, se funden primeramente (a 170°) y luego se carbonizan, dando *olor a azúcar quemada*. El ácido tártrico tiene un sabor ácido agradable y muy marcado.

El ácido tártrico es el principal y más abundante de los ácidos, del mosto, y, por lo tanto, del vino, el cual debe gran parte de su acidez a este ácido y a una de sus sales, al tartrato ácido de potasio (*bitartrato potásico* o *crémor tartaro*); es, pues, muy natural que la legislación permita, y los enólogos recomienden, que se adicione este ácido (disuelto en un poco de agua, de mosto o de vino) a los mostos y vinos pobres de acidez, para corregir en ellos este grave defecto; y esta corrección es una de las más importantes y frecuentes. Se emplea también el ácido tártrico en las bodegas, en el *tartarizado* del interior de los tinós de cemento, para evitar el contacto directo del mosto y el vino con el cemento; en este tartarizado (ver Enología, Capítulo VII), el ácido tártrico reacciona con la cal que el cemento contiene, y forma *tartrato de cal*, insoluble en el mosto y en el vino. El ácido tártrico es, por consiguiente, un producto muy usado en las bodegas, y es interesante advertir que los *ácidos tártricos* del comercio pueden contener pequeñas cantidades de ácido sulfúrico, debidas a una fabricación poco esmerada, lo que no es de ninguna manera conveniente; para reconocer esta impureza basta disolver unos cristales del ácido tártrico que se ensaya, en un poco de agua destilada, y añadiendo unas gotas del *licor yesométrico*, del que se usa para determinar los sulfatos (yeso) en los vinos, veremos si la solución se enturbia o no: el ácido tártrico puro no da, en esta forma, enturbiamiento, mien-

tras que los de fabricación defectuosa dan un enturbiamiento, y aún un precipitado blanco.

Además de los usos del ácido tártrico en vinificación, se emplea este ácido en la preparación de gaseosas, refrescos, jarabes, etc.

El ácido tártrico se fabrica siempre partiendo del bitartrato potásico y el tartrato de cal, que están contenidos en los *tártaros*, *heces*, *orujo*s y *vinazas*, pero esta fabricación es bastante delicada, aunque químicamente muy sencilla (1), y constituye un ramo especial de la industria, que no puede abordar, por sí mismo, el bodeguero.

Las sales del ácido tártrico son los *tartratos*, entre ellos nos interesa mucho conocer el *tartrato neutro de potasio*, el *tartrato ácido de potasio* (bitartrato potásico o *cremor tártrico*) y el *tartrato de calcio*, porque el primero puede tener algún uso en vinificación, y los dos últimos forman las materias *tárricas* contenidas en residuos de la vinificación (*orujo*s, *heces*, *tártaros* y *vinazas*).

El bitartrato potásico, más conocido con el nombre de *cremor tártrico*,

(fórmula $(\text{CHOH})_2 \cdot (\text{COO})_2 \text{HK}$ o más sencillamente $\text{C}_4\text{O}_6\text{H}_5\text{K}$) se presenta, cuando es puro, en cristales blancos o en polvo blanco, de sabor ácido agradable, poco soluble en el agua fría y más en el agua caliente (ver la tabla de solubilidad en la página 41), insoluble en el alcohol. Como estas diferencias de solubilidad tienen mucho interés para la vinificación, podemos comprobarlas mediante una sencilla experiencia. Tomemos un poco de cremor tártrico puro, tal como se vende en todas las boticas, y pongámo-le en un tubo de ensayo con un poco de agua destilada; en frío se disolverá poco, aunque el agua toma sabor ácido, lo que indica que algo se disuelve; pero si calentamos, se disolverá mucho más; trasvasemos la solución sin dejarla enfriar (para separar la parte de cremor no disuelto que puede haber quedado en el fondo) a otro tubo de ensayo, y veremos que, al enfriarse, se depositan de nuevo cristales de bitartrato, lo que prueba que es más soluble en agua caliente que en agua fría; finalmente, a la disolución de bitartrato en agua fría añadámos-le bastante alcohol fuerte (por ejemplo, de 96 a 98° de alcohol) y veremos, al cabo de algún tiempo, cómo se depositan más cristales de bitartrato potásico, lo que prueba que el bitartrato no es soluble en el alcohol, y lo es tanto menos, en las mezclas de agua y alcohol, cuanto más proporción de alcohol contienen.

El bitartrato potásico es, como indican su fórmula y su nombre, una sal ácida, y ya veremos en Enología que, entrando siempre en la

(1) Se reduce, en esencia, a transformar en tartrato de calcio todas las sales tárricas contenidas en las *heces* y *tártaros*, mediante un lechado de cal y una solución de cloruro de calcio, se trata el tartrato de calcio así producido, por el ácido sulfúrico, formándose sulfato de cal (yeso) y *ácido tártrico libre*.

composición natural de la uva, y, por lo tanto, de los mostos y vinos, constituye una gran parte de su acidez, hasta el punto de que, en los mostos y vinos procedentes de uvas bien maduras, es la sustancia ácida que entra en mayor proporción; naturalmente, la acidez del bitartrato potásico es menor que la del ácido tártrico, y 75 gramos de ácido tártrico *dan la misma acidez* que 188 gramos de bitartrato potásico, es decir, que en números redondos, la acidez del ácido tártrico es 2,5 veces mayor que la del bitartrato.

Se deduce, fácilmente, de las fórmulas del ácido tártrico y bitartrato (hallando sus *pesos moleculares*), que para que se formen 188 gramos de bitartrato potásico son necesarios 150,1 gramos de ácido tártrico; luego con 188 gramos de bitartrato se podrían obtener (si no hubiera pérdida alguna) 150,1 gramos de ácido tártrico, o sea que un

gramo de bitartrato corresponde a $\frac{150,1}{188} = 0,7984$ gramos de ácido

tártrico, y que un gramo de ácido tártrico podría extraerse de $\frac{188}{150,1} = 1,2525$ gramos de bitartrato. Estos dos coeficientes (0,7984 y 1,2525) son muy usados en Enología, para saber, respectivamente, qué cantidad de ácido tártrico corresponde a una conocida de bitartrato, y viceversa.

El tartrato de calcio (llamado también vulgarmente tartrato de cal), cuya fórmula es $C_4H_4O_6Ca + 4H_2O$, es una sal de color blanco, insoluble en el agua (1) y en el alcohol, y, por lo tanto, en los vinos y mostos; existe siempre en los orujos y heces, porque el ácido tártrico y bitartrato se combinan con la cal de las sales que el mosto y el vino contienen. Los orujos y heces de los vinos enyesados contienen, como es lógico, gran proporción de tartrato de cal, ya que el ácido tártrico y bitartrato potásico reaccionan con el sulfato de calcio (yeso), para formar la sal que nos ocupa. Con 150,1 gramos de ácido tártrico (y la cal correspondiente) se pueden obtener 260 gramos de tartrato de calcio (según puede deducirse fácilmente de sus fórmulas, hallando los pesos moleculares de ambas sustancias); lue-

go con un gramo de ácido tártrico se podrá producir $\frac{260}{150,1} = 1,7322$ gramos de tartrato de calcio, y de un gramo de tartrato cálcico puede obtenerse hasta $\frac{150,1}{260} = 0,5773$ gramos de ácido tártrico. Estos dos coeficientes son usuales en los análisis de tártaros y heces.

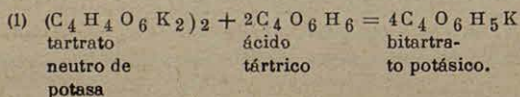
El ácido clorhídrico reacciona y disuelve muy bien al bitartrato y al tartrato de cal, y de ahí el empleo que se hace de las soluciones diluídas de este ácido, para limpiar los toneles, en los que desde

(1) Es tan poco soluble que, prácticamente, podemos considerarle como completamente insoluble.

hace mucho tiempo no se ha quitado *el tártaro* que está adherido a sus paredes.

El *tartrato neutro de potasio*, $(C_4H_4O_6K_2) + H_2O$, es una sal que se presenta en cristales incoloros, de sabor salino, no ácido y caliente, bastante solubles en el agua, mosto y vino, insolubles en el alcohol. Si mezclamos una solución de tartrato neutro de potasio con otra de ácido tártrico, reaccionan, formando la sal ácida *bitartrato de potasa* (1) y esto ocurre también con otros ácidos contenidos en el mosto o en el vino; por eso se usa el tartrato neutro de potasa como *desacidificante* de los mostos, es decir, para neutralizar, en parte, su acidez, cuando esta es excesiva; pero esta operación, permitida en otros países, está prohibida por nuestra legislación, y hay que añadir que dada la acidez no exagerada, y aun más bien escasa casi siempre, de los mostos españoles, pocas veces sería necesaria. Dado el gran número de ácidos que entran en el mosto, no es posible fijar la cantidad exacta de tartrato neutro de potasa que sería necesario adicionar para disminuir, en 1 gramo por litro, su acidez (expresada en ácido tártrico como es usual); se calcula que, aproximadamente, son necesarios para ello unos 300 gramos de tartrato neutro, por cada hectolitro de mosto.

Acabaremos estas nociones sobre los tartratos, indicando las causas de que se encuentre siempre bitartrato potásico y crémor tártaro en las heces, orujos y vinazas. El mosto contiene siempre bitartrato potásico disuelto, pero, a medida que la fermentación avanza, como se va produciendo alcohol, y sabemos que el bitartrato es insoluble en este último líquido, una cierta cantidad de la sal se precipita, se hace insoluble en el caldo; además, y después del calentamiento natural del mosto al fermentar, viene su enfriamiento al terminar la fermentación, y esta es otra causa por la que el bitartrato es menos soluble y una parte de él, en estado sólido, se reúne en las heces del primer trasiego y en el orujo, acompañado del tartrato de cal, producido, este último, a expensas de las sales de calcio que el mosto contiene y del yeso, si se ha enyesado. Más tarde, y ya descubado y en toneles el vino, los fríos del invierno le despojan y aclaran y contribuyen también a que se deposite el tartrato de cal y a que otra parte del bitartrato potásico se haga insoluble y quede en las heces de los siguientes trasiegos, y forme cristales, los cuales se adhieren a las paredes de los toneles de madera, originándose los tártaros, o cristales de *tártaro bruto*, que contienen cantidades variables (de 25 a 88 por 100) de bitartrato y (de 3 a 45 por 100) de tartrato de cal, según



origen, modo de elaboración, etc., etc. En el estudio particular de los subproductos de la vinificación, ampliaremos más estas nociones.

Los productos tártricos reciben muchísimas aplicaciones en farmacia, fabricación de refrescos, en tintorería (el bitartrato potásico), pero sobre todo se utilizan en la fabricación del ácido tártrico, cuyo uso en vinificación consume, por sí solo, enormes cantidades.

Acido cítrico—(Fórmula $C_3H_4(OH)(COOH)_3 + H_2O$).—El ácido cítrico es abundante en el zumo de naranjas y limones, y a él deben estos frutos su agradable acidez; parece que también existe siempre en las uvas agraces y, a veces, queda una pequeña cantidad en los mostos y vinos. Se presenta en cristales, generalmente bastante grandes, pero menos alargados que los del ácido tártrico, incoloros, de sabor ácido muy pronunciado y agradable, que recuerda mucho al sabor del limón, por lo que este saber basta para distinguirlo del ácido tártrico, aparte la forma de sus cristales. Es soluble en el agua y en el alcohol, en los mostos y en los vinos. Su acidez es algo más elevada que la del ácido tártrico, y 143 gramos de ácido cítrico dan la misma acidez que 153 gramos de ácido tártrico (como podría deducirse de sus fórmulas respectivas).

Dado su agradable sabor, y el que, como el ácido tártrico, no es en absoluto perjudicial a la salud, sino que, por el contrario, tiene cualidades higiénicas, se usa bastante en vinificación, sustituyendo al ácido tártrico, para aumentar la acidez de los mostos naturalmente pobres en ácidos; esta sustitución tiene la ventaja de que el ácido cítrico añadido al vino se aprovecha íntegramente en aumentar su acidez, pues no forma, como el ácido tártrico, compuestos que, como el bitartrato potásico, son poco solubles en los líquidos alcohólicos, perdiéndose por esta causa parte del ácido añadido (ver Enología, Capítulo VI); por esta causa, y a pesar de que el precio del ácido cítrico es algo más elevado que el del ácido tártrico, se le prefiere a este último en algunos casos especiales.

Pero la principal aplicación del ácido cítrico, en Enología, es para combatir la alteración del color de los vinos, llamada *casse ferrica*, para lo que es mucho más eficaz que el ácido tártrico, requiriéndose menores dosis; en la página 171 de estos apuntes hemos hablado ya de esta aplicación, indicando experiencias, fáciles de realizar, para comprobar su acción.

Fundándose, sin duda, en que el ácido cítrico no está contenido naturalmente en gran proporción en los vinos y mostos, algunos legisladores reducen la dosis máxima a emplear, a 50 gramos por hectolitro de mosto o vino, y aun en la legislación suiza se prohíbe la exportación de vinos que contengan cantidades apreciables de ácido cítrico; de ninguna manera nos parece razonable esta última disposición.

Además de su uso en vinificación, el ácido cítrico y sus sales (ci-

tratos) tienen aplicación en la fabricación de refrescos, en farmacia, etcétera, etc.

El ácido cítrico se extrae generalmente del zumo de naranjas y limones que no sean propios para el consumo en fruto, por su mala calidad; los detalles de esta fabricación se salen del reducido cuadro que nos hemos propuesto desarrollar en estos apuntes.

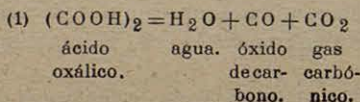
Nociones sobre algunos otros ácidos orgánicos.—Además de los ácidos orgánicos ya citados, existen muchísimos más, y nos conviene tener idea de alguno de ellos.

El *ácido oxálico* es un ácido bíbasico que se presenta sólido, en cristales blancos, transparentes, solubles en el agua, y cuya fórmula es $(\text{COOH})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Cuando se le calienta fuertemente, se descompone, dando vapor de agua, gas carbónico y óxido de carbono (1), los tres cuerpos gaseosos, y por eso no deja residuo alguno en la capsulita en que se hace la operación. Es un ácido bastante enérgico, y se le encuentra algunas veces libre, y casi siempre combinado en forma de sales (oxalatos), en la composición de algunos vegetales, siendo en algunos de ellos muy abundante. Así por ejemplo, en las *acederas* se encuentra abundante el oxalato ácido de potasio, llamado, por esta razón, *sal de acederas*; en muchos tejidos vegetales se encuentran cristales del *oxalato de cal*, sal blanca, insoluble en el agua. El ácido oxálico y los oxalatos solubles son muy *venenosos*. El ácido oxálico, y más frecuentemente la *sal de acederas*, se usan para quitar manchas de hierro (de *herrumbre*) o de tinta, sobre las telas blancas, para la limpieza de los objetos de latón y de cobre, etc.

El ácido oxálico es muy usado en los laboratorios, pero para el pequeño laboratorio del agricultor, sólo tiene uso en la preparación del *licor normal de ácido oxálico* (ver Enología, Capítulo XXVI), que se emplea para titular los licores o soluciones alcalinas.

El *ácido málico* ($\text{C}_2\text{H}_3\text{OH}$)— $(\text{COOH})_2$ es un ácido muy abundante en los agraces; en las uvas maduras existe, aunque en menor proporción, pero siempre se encuentra, libre y en forma de sales (llamadas *malatos*), en los mostos. Es el ácido que forma, principalmente, la acidez de las manzanas, y, por lo tanto, existe abundante en las sidras, y en general en todos los frutos verdes. En estado puro es un cuerpo sólido, de color blanco, muy soluble en el agua y en el alcohol, de sabor ácido agradable.

El *ácido láctico* ($\text{C}_2\text{H}_4\text{OH}$)— (COOH) es el ácido que se produce al *agriarse* la leche, en la que proviene de la acción de ciertos microbios (llamados *fermentos lácticos*) sobre el azúcar natural de la leche; esté ácido láctico coagula la *caseína* o albúmina que la leche contiene y por eso la leche agria se *corta* y aparecen en ella esos grumos, bien conocidos, de la leche *cuajada*, alterada. En los vinos existe siempre este ácido, *aunque en pequeña cantidad*, procediendo, en su mayor parte, de la acción de algunos microbios, siendo el más importante el llamado *Micrococcus malolácticus*, que ataca al ácido máli-



co, naturalmente contenido en el mosto, descomponiéndolo en gas carbónico y ácido láctico; pero esta acción no puede considerarse como una enfermedad de los vinos, porque no produce en ellos malos sabores ni olores, notándose tan sólo una disminución de la acidez (a veces conveniente en los mostos muy ácidos) porque el ácido málico es más ácido que el ácido láctico, que le sustituye. Pero en otros casos, y sobre todo en vinos blancos pobres en acidez, que por diversas causas fermentan mal y lentamente, se desarrollan otros microbios, como el *fermento láctico* de la leche, que atacan al azúcar del mosto y le transforman en ácido láctico; entonces el vino se enturbia, su acidez aumenta, y el vino puede llegar a contener 4, 5 y aun más gramos de ácido láctico por litro; su sabor también se altera y parece recordar a la leche agriada. Estos fermentos lácticos no se desarrollan en los mostos bien provistos de acidez, ni en los que se sulfitan, como aconsejaremos en Enología.

El ácido láctico puro es un líquido incoloro, espeso, de sabor muy ácido, que se mezcla con el agua y con el alcohol en todas proporciones. No es un ácido *volátil*, pero es, en parte, arrastrado por el vapor de agua al hervir el vino, por lo que, en los vinos que es abundante, parte de él contribuye a aumentar la cifra de la acidez volátil, determinada por los métodos ordinarios.

El *ácido succínico*, $C_2H_4(COOH)_2$, es un producto normal en la fermentación de los mostos, (ver en la parte de Enología el Capítulo IV); es, por lo tanto, este ácido, un componente de *todos* los vinos; y es un ácido del grupo de los ácidos *fijos*, es decir, de los que no se evaporan al calentar el vino.

El ácido succínico es un cuerpo sólido, de aspecto cristalino, de color blanco y sabor ácido acre, soluble en el agua y en el alcohol, aunque no en grandes proporciones. En las *operaciones prácticas* de la vinificación no hay que preocuparse de este ácido, por lo que, a pesar de ser un componente de todos los vinos, no daremos más detalles de sus propiedades.

Ácidos propiónico, butírico, valerianico, etc.—Estos ácidos, y otros muchos que no citamos, son todos *ácidos volátiles* que se encuentran en pequeñísimas cantidades, o faltan algunos de ellos, en los vinos sanos, pero su proporción aumenta en los vinos enfermos, atacados por diferentes microbios, y contribuyen, con el ácido acético, aunque éste siempre en mayor proporción, a aumentar la acidez *volátil* de estos vinos. El bodeguero, y por lo general también el químico, no determinan estos ácidos separadamente, sino en conjunto (ver Determinación de la acidez volátil de los vinos, en el Capítulo XXIII de la parte de Enología), y, por eso, aquí no necesitamos detallar cada uno de ellos, bastándonos saber que su presencia, en proporción sensible, es indicio cierto de enfermedad, comunicando, al vino enfermo, olores y sabores extraños y desagradables.

Ácido salicílico y ácido benzóico.—Estos dos ácidos orgánicos han sido empleados por algunos comerciantes sin conciencia, para fabricar *antifermentos* y *productos conservadores* de los vinos, es decir, para evitar su alteración, aprovechando sus propiedades antisépticas; no hay que decir que este empleo está terminantemente

prohibido, y por justas razones, por las leyes de todos los países, y que *jamás debe usarlos el bodeguero* que, como hemos dicho, y repetiremos diferentes veces en esta obra, debe de prescindir en absoluto de todos los *antifermentos y productos conservadores*, aunque se afirme, en anuncios y propagandas, que son inofensivos, bastándole, para la buena elaboración de vinos sanos, con las prácticas que aconsejamos como lícitas y legales, en las que huirá del empleo de *drogas* con las que puede, muchas veces sin saberlo, llegar a convertir sus vinos en brebajes dañinos a la salud del consumidor. El *ácido salicílico* es un cuerpo sólido, de color blanco, poco soluble en el agua, y que con las sales de hierro (cloruro férrico, por ejemplo) disueltas en agua, da un color violeta muy intenso, propiedad que aprovechan los químicos para reconocer esta adulteración en los vinos. El *ácido benzoico* es también sólido, de olor aromático fuerte (a benjuí, o a incienso) poco soluble en agua fría y soluble en el alcohol.

Taninos.—Con el nombre general de taninos se designa en Química un grupo de cuerpos muy análogos y cuya fórmula general es $C_{14}H_{10}O_9$; su carácter general es que sus disoluciones son ácidos *muy débiles*, y por eso, aunque su papel en Enología es diferente del de los ácidos, los incluimos en este capítulo. Los taninos son sustancias que abundan mucho en los vegetales; así, la corteza del zumaque, la del roble y encina, y la de muchos otros árboles y arbustos, contienen tanino, que es abundantísimo en las *agallas* que se producen en el roble por las picaduras de un mosquito, el cual, irritando los tejidos, produce un abultamiento muy grande, de forma redondeada (nuez de agallas o simplemente agalla) en el que el mosquito deposita sus huevos, de los cuales, allí mismo, salen las larvas del insecto; estas agallas, de color verdoso, negro o pardo, según los casos y las especies de árboles en que se producen, contienen a veces tanino en proporciones mayores que la mitad de su peso, y de estas agallas es de donde con más frecuencia se extrae el *tan de curtidores* (tanino muy impuro) y los *taninos*.

Refiriéndonos a la vid, el tanino es bastante abundante en los hollejos de la uva, en los raspones del racimo, y, sobre todo, en las capas exteriores de las pepitas o semillas. Los vinos contienen siempre tanino que procede de los raspones, hollejos y pepitas, y por eso la proporción de tanino que contienen los vinos tintos, que se elaboran con maceración de la casca, es mucho mayor que en los vinos blancos vírgenes, que se elaboran fermentando el mosto solo, sin casca, porque en los primeros se da más tiempo y mejores condiciones para que el líquido disuelva a los taninos. En la parte de Enología veremos todos los detalles referentes a esta importante cuestión, limitándonos aquí a indicar que la proporción de tanino, en los vinos *normales*, varía de 0,1 a 2,5 gramos por litro, según tipo de vino, variedades de uva y elaboración.

Los taninos son cuerpos sólidos, sin olor, que se presentan en forma de polvo o agujas finas, de color pardo amarillento muy claro si son taninos bastantes puros, y pardo-oscuro en los taninos impuros, como el *tan de curtidores*; su sabor es muy astringente, y se disuelven con facilidad en el agua, algo menos en el alcohol, y casi nada

en el éter ordinario, y en esto se funda su extracción de las agallas o partes de los vegetales que los contienen, y su purificación.

Propongámonos extraer el tanino de las agallas de roble. Pulvericemos unas cuantas agallas y coloquemos el polvo obtenido dentro de un embudo cuyo cuello termine en punta muy fina; echando en el embudo *agua y éter ordinario* (éter sulfúrico), el agua disuelve al tanino y a otras sustancias, de muchas de las cuales se apodera el éter, en el que son más solubles, y el líquido que se recoge a la salida del embudo, en un vaso, forma, en este último, dos capas; una, la inferior, está formada por el agua que lleva en disolución el tanino y algunas impurezas, y otra, la superior, es de éter (1), que lleva disueltas la mayor parte de las sustancias diferentes del tanino.

Se pueden separar estas dos capas mediante un embudo con llave (figura 39), la cual cerraremos cuando haya pasado el líquido inferior; éste se evapora en una cápsula sobre el baño-maría y queda como residuo el tanino, más o menos puro.



Fig. 39.

En la industria se extrae el tanino de las agallas, mediante el alcohol, o mediante mezclas de alcohol y éter, y, según el método seguido en la extracción, se clasifican los taninos en tres clases:

Taninos al agua, que son taninos muy impuros, como el *tan* de curtidores.

Taninos al alcohol, más puros.

Taninos al éter, que son los más puros de todos.

Para los usos enológicos (tanizado de mostos y vinos, clarificaciones, etc.), se recomiendan, generalmente, los taninos al alcohol y aun especialmente los *enotaninos* al alcohol, así llamados por extraerse el tanino de las pepitas y hollejos de la uva; pero pueden usarse también los buenos taninos al éter, *que no conserven olor a esta sustancia*.

En general, el bodeguero debe adquirir el tanino, como todos los productos enológicos que necesite, en casas de seriedad reconocida, prefiriendo los taninos al alcohol, en polvo amarillento-pardo muy claro, o blanco amarillento; los taninos de color obscuro, y los taninos en agujas no deben usarse jamás en vinificación, no buscando nunca los taninos muy baratos, que, lógicamente, son siempre de malísima calidad.

El bodeguero puede preparar por sí mismo un líquido alcohólico muy rico en tanino, que podría utilizarse en vinificación, con tal de averiguar su riqueza en tanino, por ensayos convenientes (ver el Capítulo XXIII de la parte de Enología), procediendo para ello como sigue. Se recogen las semillas o pepitas sin fermentar (cribando el oru-

(1) El éter ordinario y el agua son dos líquidos que no se mezclan, no se disuelven uno en otro.

jo prensado), y se ponen en un tonelito, cubriéndolas con un buen alcohol neutro, el cual, previamente, se ha rebajado con agua, hasta que tenga sólo unos 50° de alcohol, y se dejan macerar las pepitas unos meses, cuidando de rodar el barril de tiempo en tiempo (cada semana, por ejemplo).

Entre las propiedades químicas de los taninos, hay dos sumamente interesantes: una de ellas es la de dar con las sales *féricas*, inmediatamente, y con las sales ferrosas de un modo más lento y al contacto del aire, un color negro azulado o negro verdoso muy intenso.

Experiencias: 1.^a Mezclemos una disolución de tanino en agua con otra de cloruro férrico: se produce un líquido negro, que se puede emplear como tinta ordinaria de escribir.

2.^a Podemos repetir aquí las experiencias de la página 171, en las que comprobábamos esta acción de los taninos, contenidos naturalmente en los vinos, sobre las sales de hierro.

Otra propiedad de los taninos es la de *coagular* las albúminas y gelatinas que están diluídas en un líquido:

Experiencias: 1.^a Diluyamos un poco de clara de huevo (albúmina de huevo) en agua, y adicionemos unas gotas de una disolución de tanino en agua: bien pronto el tanino se combina con la albúmina y se forman unos grumos o cuajaronos sólidos, que, si se deja reposar el líquido, se van al fondo del vaso o tubo donde se hace la experiencia. Puede, también, hacerse esta experiencia empleando una solución de *gelatina*, de las usadas para la clarificación de vinos.

2.^a A un vino cualquiera agréguesele una pequeña cantidad de gelatina, o de clara de huevo diluídas en agua: veremos producirse una red de grumos del compuesto sólido que forma el tanino, contenido en el vino, con la gelatina o con la albúmina de huevo añadidas; después de dejar reposar, el vino que sobrenada está muy claro y limpio, porque los turbios han sido arrastrados y englobados por los grumos, en su caída. En esta propiedad se funda la clarificación de vinos, mediante los clarificantes del grupo de sustancias albuminoideas y análogas (gelatinas, claras de huevo, sangre o albúmina de la sangre, etc.) En el *cuadro general de coeficientes usuales en Enología y en Química Enológica* (ver Apéndices), damos la cantidad de tanino que se combina con los clarificantes más usados, para formar el compuesto insoluble.

Fundándose también en la propiedad de los taninos, de formar con los cuerpos albuminoideos cuerpos sólidos e imputrescibles (que no se pudren) se usan los taninos (tan de curtidores), y los caldos curties (soluciones de tanino) en el curtido de pieles.

Las materias colorantes del vino son cuerpos análogos, en su composición y en algunas de sus propiedades, a los *taninos*, y, cuando se clarifica un vino, con gelatina o sangre, se decolora algo, pues una

pequeña parte de la materia colorante se combina con el clarificante añadido. Por esta razón, en la mayor parte de los procedimientos de determinación del tanino en los vinos, se cuenta, como si fuera tal, a la materia colorante.

CAPITULO XXXII

Ideas acerca de los éteres y cuerpos grasos.

Hemos dicho anteriormente que al reaccionar un alcohol con un ácido, más o menos lentamente, y de modo limitado, se producían los cuerpos llamados *éteres*, o mejor *éteres sales* o *ésteres*. Algunos de los cuerpos de este grupo son líquidos, fácilmente volátiles, de olor pronunciado, muchas veces agradable.

Se comprende que existiendo en los vinos alcoholes y ácidos orgánicos, se produzcan, *durante la crianza del vino en buenas condiciones*, diversos éteres, que contribuirán al olor del vino de crianza (*bouquet*) bien diferente del aroma de los mostos y vinos nuevos, el cual se debe, exclusivamente, a las sustancias olorosas del fruto y a algunas sustancias que se forman por la acción de la levadura y que dependen de la raza de ésta. Entre los *éteres sales* que parecen formar parte de todos los vinos, se ha aislado el llamado *éter enántico*, líquido de olor vinoso fuerte. La proporción en que entran los éteres en la composición de los vinos es siempre muy pequeña.

Además de los éteres-sales, contribuyen al *bouquet* de los vinos *añejados*, o de crianza en cueva, pequeñísimas proporciones de otros cuerpos llamados *acetales*, que se producen por reacciones entre los aldehidos y los alcoholes, y en el vino por la acción lenta del oxígeno del aire sobre algunos de sus componentes. Los acetales suelen ser también cuerpos volátiles, de olores pronunciados y agradables.

No está aún muy bien estudiada la producción de los éteres y acetales durante la crianza y añejamiento de los vinos, y, por otra parte y bajo el punto de vista puramente práctico, no nos interesa el saber cuántos y cuáles de estos cuerpos son los que pueden contribuir al *bouquet* del vino. Por lo tanto, al bodeguero lo que le importa es saber cuales son las condiciones en que este bouquet se desarrolla; éstas son las siguientes:

1.^a Buena constitución del vino en acidez y alcohol, dentro del tipo que se elabora, y perfecta sanidad, sin desarrollo de gérmenes de enfermedad, lo que alteraría el olor y sabor del vino.

2.^a Buenos envases de madera para la crianza, porque por los poros de la madera tiene acceso lento y continuo el aire, cuya acción es indispensable para el desarrollo del bouquet, y porque los taninos

de ciertas maderas, sobre todo los de la de roble, contribuyen también a la formación de estas sustancias olorosas.

Algunos vinos de elevado grado de alcohol, que se quieren añejar para elaborar vinos *añejos* y *rancios*, se envasan en damajuanas de vidrio, pero siempre se procura, por diversos medios, que el aire tenga libre acceso y contacto con el vino, adoptándose procedimientos, más o menos ingeniosos, que no son de este lugar. En los envases y tinos de cemento y de obra, bien cerrados, el desarrollo del bouquet es casi nulo.

3.^a Una cueva de buenas condiciones y temperatura constante y poco elevada (10° a 15°), para los vinos finos de mesa, de grado alcohólico no muy elevado; y temperaturas más altas, o aun el *asoleamiento*, para los vinos de mucho grado de alcohol, que se destinan a elaborar licorosos, rancios o añejos.

Además de los *éteres-sales*, existe otro grupo de cuerpos de diferente constitución, y a los que se les llama también éteres, pero para diferenciarlos de los anteriores se precisa más, denominándoles *éteres-óxidos* u *óxi-éteres*; estos éteres-óxidos provienen de la deshidratación (pérdida de agua) parcial de los alcoholes (1).

De este grupo de cuerpos, sólo nos interesa citar el *éter ordinario* (mal llamado éter sulfúrico, porque se emplea el ácido sulfúrico, como cuerpo ávido del agua, en su preparación), al que los químicos denominan *etano-oxi-etano*. El éter ordinario, o éter sulfúrico, es un líquido incoloro, muy movable y ligero (un litro de éter puro pesa solamente 736 gramos, a 0° de temperatura) de olor fuerte, agradable y bien conocido (*olor a éter*). No se mezcla con el agua, en la que solo se disuelve en pequeña proporción, quedando sobrenadando en ella, al hacer la mezcla, la mayor parte del éter.

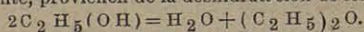
El éter ordinario es un líquido que se evapora fácil y rápidamente (hierve a 35°) produciendo al evaporarse mucho frío; es sumamente inflamable, y la mezcla del vapor de éter con el aire, es explosiva al contacto de una llama; por lo tanto, *al manejar el éter hay que tener grandes precauciones; no calentarlo nunca sobre un mechero ni una lamparilla, ni acercarlo jamás a una llama; no encender una cerilla en la habitación donde se evapore éter o haya una botella, que lo contenga, destapada.*

En los laboratorios se usa mucho el éter, porque disuelve muy bien las grasas, las resinas y muchos otros cuerpos; en esto se funda su uso para quitar manchas de grasa. Por el frío que produce al evaporarse, se emplea también para enfriar algunos objetos, o cuerpos.

(1) Así como hemos hecho notar *cierta analogía* entre la forma de *éteres-sales* y la de las *sales*, hacemos aquí notar que también hay *cierta analogía* entre la constitución de los óxidos de los metales y los éteres-óxidos; en efecto, los óxidos pueden provenir de la deshidratación de los hidróxidos o bases; $2\text{KOH} = \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{O}$; y los éte-

potasa	agua.	óxido
cáustica.		de potasio.

res-óxidos, análogamente, provienen de la deshidratación de los alcoholes



Alcohol ordi-	agua.	éter ordi-
nario.		nario.

De esta analogía proviene la denominación de *éteres-óxidos*, que se da a este grupo de cuerpos.

Cuerpos grasos.—Todos los aceites vegetales y cuerpos grasos son mezclas de éteres-sales de algunos ácidos orgánicos (*ácido oléico, ácido margárico, ácido palmítico y ácido esteárico*) combinados con un alcohol que ya hemos estudiado, la *glicerina*. Los cuerpos grasos pueden proceder de animales (sebo, mantecas, aceite de hígado de bacalao, etc.) o de los vegetales (aceite de olivas, aceite de almendras, aceite de linaza, aceite de pepitas de uva, etc.). Pueden ser sólidos, como el sebo, o líquidos, generalmente espesos, suaves al tacto, viscosos, *aceitosos*; unos y otros son más ligeros que el agua, en la cual no se disuelven (no se mezclan) sino que sobrenadan en ella; se disuelven algunos en el alcohol, y todos en el éter ordinario y en el sulfuro de carbono.

Los aceites, más o menos lentamente, se combinan con el oxígeno del aire, *enranciándose*, y unos aceites dan por enranciamiento (por oxidación) productos sólidos, y, por eso, se emplean como *secantes* de los barnices (aceite de linaza entre otros), y otros aceites, como el de olivas, cambian de sabor y de olor por el enranciamiento, pero no se solidifican (aceites *no secantes*).

No hay que detallar las aplicaciones numerosas de las grasas en la alimentación, en la fabricación de barnices, en la de jabones y bujías, etc.: únicamente diremos que la fabricación de jabones no es más que la separación de la glicerina, de las grasas, combinando los ácidos, a ella unidos, con la sosa o la potasa. En resumen, los jabones son las *sales de potasa* o de *sosa* de los ácidos que forman las grasas; por eso, la fabricación ordinaria de jabones se reduce a tratar, en caliente, los aceites, por lejías de sosa o de potasa, luego se añade una salmuera (disolución de sal común), porque los jabones, que son solubles en el agua, no lo son en el agua salada, y de este modo se separa el jabón en grumos sólidos, quedando disuelta en el agua, como residuo, la glicerina.

Los *jabones duros* son los jabones a base de sosa, y los *jabones blandos* son los jabones de potasa.

Hemos dicho que los jabones se disuelven en el agua; pero si ésta es muy caliza (muy *dura*), o yesosa, se forman los *jabones de cal*, es decir, las sales de cal de los ácidos grasos antes citados; y como estas sales son insolubles en el agua, quedan formando grumos blancos; por esta razón decíamos al tratar de las condiciones que debía reunir una buena agua potable, que ésta debe disolver bien al jabón.

Las bujías esteáricas (velas de esperma) están formadas por el ácido esteárico, que se extrae del sebo, mediante la cal y el ácido sulfúrico.

Dada la índole muy concreta de estos apuntes, no nos es posible dar más que esta ligera idea de los cuerpos grasos y sus derivados, pero no terminaremos este epígrafe sin indicar que de las pepitas de la uva puede extraerse un aceite, del grupo de los aceites secantes (*aceite de pepitas de uva*), que puede recibir muchas aplicaciones, siendo las principales la fabricación de jabones (1), para arder, para mezclar o sustituir al aceite de linaza, y aun como comestible en países

(1) Según Ottavi y Carpentieri, «I residui della vinificazione», con tres kilos de aceite de pepitas de uva pueden fabricarse 5 kilogramos de jabón fino y hasta 7 u 8 kilos de jabón ordinario.

en donde escasean los aceites de mejor calidad, por este concepto. Las pepitas de uva contienen cantidades variables de este aceite, que oscilan, para las uvas españolas, del 10 al 18 por 100 del peso de las pepitas de donde se extrae; esta proporción parece ser mayor en las pepitas de las uvas tintas que en las blancas, y mayor también en las pepitas que han sufrido la destilación juntamente con el orujo (en la fabricación del alcohol de orujo), que en las pepitas frescas; pero, en cambio, el aceite extraído de estas últimas es de color ambarino más claro que el del aceite que procede de semillas que han sufrido la destilación.

El aceite de pepitas de uva se enrancia con facilidad, y se espesa, tomando color obscuro y olor muy poco agradable, cuando está expuesto al aire; aun conservando las semillas, sin moler, mucho tiempo al aire, el aceite que luego puede extraerse es de color obscuro y olor poco grato, siendo el rendimiento bastante menor. Indicaremos también que en algunos ensayos hechos por nosotros sobre pepitas de diferentes híbridos de savia americana, hemos obtenido cantidades de aceite muy notables, superiores en muchas de ellas al 16 y 17 por 100. Los procedimientos de extracción del aceite pueden ser muy sencillos o entrar ya en el dominio de la industria; naturalmente, en estos últimos, más perfectos, se obtiene mayor rendimiento. Entre los primeros procedimientos citaremos el siguiente, que está al alcance de todo el mundo, y viene descrito en muchas obras italianas. Se separa la granilla de la brisa prensada (fresca o fermentada) o del orujo después de destilación, cribándola en zarandas; se deja secar al sol, y se muele en un molino de granos de cualquier sistema; la harina así obtenida se pone en una caldera, se añade agua caliente en proporción algo menor que la cuarta parte del peso de la harina de pepitas empleada, y se calienta hasta que la masa alcance 60° a 80° de temperatura; finalmente, se mete la pasta en sacos de tela que se llevan a la prensa, de la que sale el aceite, sobrenadando sobre el agua empleada.

Los procedimientos industriales consisten en extraer el aceite disolviéndolo mediante el sulfuro de carbono o el tetracloruro de carbono, en aparatos análogos a los de las fábricas de aceite de orujos de aceituna. El detalle de estos últimos procedimientos no cabe en una obra de carácter elemental, como la presente.

Nos parece que sería de gran utilidad el propagar, en las zonas en que el viñedo alcance gran extensión, los ensayos de extracción y aprovechamiento de este aceite, cuyas características son las siguientes: densidad 0,920 a 0,956, color ambarino o algo verdoso, sabor algo dulce; arde con llama clara dando muy poco humo; su acidez libre es escasa.

CAPITULO XXXIII

Azúcares.—Almidón y féculas.—Dextrina.—Gomas y materias pécticas.—Celulosa.

Todos los grupos de cuerpos, muy importantes para nuestro objeto, citados en el epígrafe del presente capítulo, están compuestos de carbono, oxígeno e hidrógeno, entrando el hidrógeno y el oxígeno en su composición en las mismas proporciones que al formar el agua. Esto no quiere decir que estas sustancias de que vamos a tratar, con el criterio y orientación puramente prácticas y especiales que nos hemos propuesto, se descompongan fácilmente en carbono y agua, ni puedan considerarse, simplemente, como combinaciones de estos dos cuerpos.

Azúcares.—Se da este nombre a sustancias hidrocarbonadas (1), de sabor dulce más o menos pronunciado, que son producidas por vegetales o animales, aunque alguna de ellas se ha podido obtener por medios químicos. Los azúcares se dividen en dos clases: *azúcares sencillos* (monosacáridos), impropriamente llamados en conjunto *glucosas*; y *azúcares compuestos* (polisacáridos), impropriamente llamados en conjunto *sacarosas*.

Los primeros son fermentados *directamente* por la acción de los microorganismos llamados levaduras, que los descomponen en alcohol, gas carbónico y algunas otras sustancias en pequeña cantidad. Ejemplos de estos azúcares son la *glucosa* y la *levulosa*, que unidas, en proporciones próximamente iguales, constituyen el *azúcar de uva* y, en general, el *azúcar de frutos* y el *azúcar de miel*.

Los azúcares del segundo grupo no pueden ser fermentados *directamente* por las levaduras, sino que para ello necesitan, primero, ser transformados en *glucosas*, lo que se consigue por medios químicos o mediante jugos (diastasas) que pueden ser segregados por los mismos microbios que han de hacerlos fermentar después. Ejemplo de estos azúcares es la *sacarosa* (azúcar de remolacha y de caña, azúcar ordinaria), la *lactosa* (azúcar de la leche), etc.

Azúcar de uva (llamada a veces, impropriamente, *glucosa*).—Acabamos de decir que este azúcar, lo mismo que los de los demás frutos y que el azúcar de miel, está formado por la *glucosa* y la *levulosa*, en partes próximamente iguales. La glucosa y la levulosa son dos cuerpos de igual fórmula química ($C_6H_{12}O_6$) y de propiedades químicas casi idénticas; la glucosa es menos dulce, y la levulosa casi igual-

(1) Compuestos de oxígeno, hidrógeno y carbono.

mente dulce que el azúcar ordinario de remolacha o caña. Se comprende, pues, que, a igual cantidad, el azúcar de uva *endulzará* menos que el azúcar ordinario. La glucosa y la levulosa reaccionan, al hervirlas, con el reactivo llamado *licor de Fehling*, que no es otra cosa sino una disolución, en agua, de sulfato de cobre, tartrato de sodio y potasio (sal de Seignette) y sosa o potasa cáusticas. (Ver la preparación de este importante reactivo en la parte de Enología, Capítulo XXVI). En esta reacción se produce el óxido cuproso, polvo de color rojo ladrillo, desapareciendo, si se añade suficiente proporción de azúcar de uva, el color azul del licor Fehling, el cual queda:

1.º De *color azul*, si la cantidad de azúcar es menor que la necesaria para reaccionar con la cantidad de licor Fehling que se ha empleado.

2.º *Incoloro* (como el agua), si la cantidad de azúcar añadida es la *exactamente* necesaria para la reacción.

Y 3.º De *color amarillo*, si se ha añadido un exceso de azúcar.

En los tres casos, en el fondo del tubo o cápsula donde se haga la experiencia, se verá precipitado el *óxido cuproso*, en forma de polvo de color rojo ladrillo.

La determinación de la cantidad de azúcar, contenida en un mosto o en un vino, está fundada en esta reacción, y para evitar repeticiones enviamos al lector a la parte de Enología, Capítulo XXIII, en el que damos toda clase de detalles de la operación, que nos servirá, al mismo tiempo, de experiencia que compruebe lo que acabamos de decir (1).

La glucosa y la levulosa pueden ser fermentadas *directamente* (sin previa transformación en otros cuerpos) por la levadura, y el fenómeno de la fermentación de los mostos no es, esencialmente, más que la descomposición de estos azúcares por los microbios llamados levaduras alcohólicas, produciéndose alcohol, gas carbónico y otros cuerpos en mucho menor cantidad (glicerina y ácido succínico). De las fermentaciones hablamos con todo detalle en el capítulo correspondiente de la parte de Enología.

(1) Explicaremos aquí, en pocas palabras, el fundamento elemental de esta reacción. Al mezclar una disolución de sulfato cúprico con otra de sosa o potasa cáustica, se forma un precipitado azul celeste, de hidróxido cúprico; este precipitado se disuelve en una solución *alcalina* de tartrato de sodio y potasio (sal de Seignette) y, por lo tanto, podemos, para simplificar las explicaciones, considerar al licor de Fehling como una disolución alcalina de hidróxido cúprico, prescindiendo de los demás cuerpos que están en disolución y no intervienen en la reacción que nos ocupa. Al mezclar el licor de Fehling con un líquido que contenga glucosa y levulosa, u otros azúcares del mismo grupo, y *hervir* la mezcla, el azúcar se combina con parte del oxígeno contenido en el *hidróxido cúprico*, es decir, *reduce* a este hidróxido, el cual se transforma en óxido cuproso insoluble, que es el polvillo rojo ladrillo que forma el precipitado de que se ha hablado al describir la reacción; ésta es, pues, una *reducción* de los compuestos cúpricos, y por eso a los azúcares, tales como la glucosa y levulosa, que la producen, se les llama *azúcares reductores*.

La glucosa se vende en el comercio, más o menos pura, en forma de jarabe espeso, en granos o en polvo de color blanco; generalmente es más pura en esta última forma.

Sacarosa—Fórmula ($C_{12} H_{22} O_{11}$).—La sacarosa es el azúcar ordinario, que se extrae generalmente de la remolacha o de la caña de azúcar, que la contienen en proporción muy elevada (1). Otros muchos vegetales (entre ellos el maíz y el sorgo) también contienen sacarosa aunque en menor proporción. En la uva no existe naturalmente este azúcar.

Prescindiendo de los procedimientos de fabricación del azúcar de remolacha, diremos que es un cuerpo sólido, que cristaliza fácilmente, pudiendo obtenerse en grandes cristales, llamados *azúcar cande*; su color es blanco, cuando es muy pura (azúcar refinado); el azúcar bruto es de color más o menos pardo-amarillento. Muy soluble en el agua fría, lo es aún más en la caliente, pudiendo decirse, como datos aproximados, que 1 litro de agua disuelve hasta 3 kilos de sacarosa a la temperatura ordinaria (15°), y hasta 5 kilos cuando hierve (a 100°). Es insoluble en el alcohol puro, y poco soluble en las mezclas de agua y alcohol, siéndolo tanto más cuanto más agua contienen.

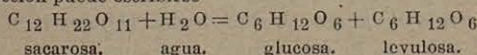
Si calentamos, con precaución y poco a poco (en un crisol revestido de tela o de papel filtro), un poco de azúcar ordinario, hasta 160° de temperatura, el azúcar se funde, dando un líquido incoloro; pero si se eleva la temperatura, el azúcar se descompone, convirtiéndose, primero, en una sustancia de color pardo, llamada *caramelo de los químicos* (2) y si se calienta aún más, se ennegrece, carbonizándose por completo.

El azúcar de remolacha y de caña (sacarosa) no puede ser fermentado *directamente* por las levaduras; sin embargo, las mismas levaduras (y también otros microbios) segregan un jugo especial (diastasa) llamado *sucrasa* o *invertina*, que hidrata a la sacarosa y la transforma en glucosa y levulosa, es decir, en *azúcar de uva* (3). A esta reacción se le denomina *inversión de la sacarosa*, y, por eso, a la mezcla de glucosa y levulosa en partes iguales se la llama *azúcar invertido*. Esta transformación de la sacarosa, en azúcar de uva, puede hacerse también sin la *sucrasa*; basta hervir, durante 10 o 15 minutos, una disolución no muy concentrada de sacarosa, adicionada de unas gotas

(1) Las remolachas azucareras contienen hasta el 16 y 18 por 100 de su peso, en las variedades especialmente seleccionadas para la fabricación de azúcar.

(2) Este caramelo se emplea en algunas ocasiones para dar color más pajizo (color de vino rancio) a algunos tipos de vino blanco. Esta práctica es perfectamente lícita según nuestra legislación, pero hay algunas otras, extranjeras, que la prohíben, la legislación suiza, por ejemplo.

(3) Esta reacción puede escribirse



de un ácido (el ácido clorhídrico o el ácido sulfúrico, por ejemplo) para *invertir* el azúcar ordinario, transformándolo en glucosa y levulosa. Es importante hacer notar (y así puede comprobarse aplicando pesos moleculares a la reacción indicada en la nota), que 95 gramos de sacarosa nos darán, al invertirlos, 100 gramos de azúcar de uva.

Fundándose en estas propiedades, se emplea en determinados casos el azúcar de remolacha o de caña (sacarosa) para corregir los mostos pobres en azúcar, que darían vinos de poco grado alcohólico. Puesto que la levadura misma puede transformar en azúcar de uva la sacarosa que se añade, no será indispensable *invertir* previamente este último azúcar; pero, sin embargo, es aconsejable hacerlo, para ahorrar este trabajo a la levadura; se obtienen los mejores resultados disolviendo, en un poco de agua o mosto, todo el azúcar ordinario que se va a añadir, e hirviendo la disolución, después de adicionar una pequeña cantidad de ácido tártrico, con lo que transformaremos la sacarosa en *azúcar de uva*, que, en este estado, se adiciona al mosto. (Ver en Enología los detalles de estas operaciones en el capítulo «Corrección de los mostos».) Si admitimos (lo que es dato práctico bastante aproximado) que, en las condiciones ordinarias de fermentación de un mosto, son necesarios 1 kilogramo 700 gramos de azúcar de uva, por hectolitro de mosto, para producir un grado de alcohol, se deduce de lo dicho más arriba que bastaría adicionar 1 kilogramo 550 gramos de sacarosa, por hectolitro de mosto, para aumentar en el vino 1 grado de alcohol; pero como los azúcares de remolacha no son sacarosa químicamente pura (aunque los buenos azúcares tienen una pureza de 98/99 por 100) y como en la práctica de la bodega hay otros motivos de pérdidas, se acostumbra a contar que, para aumentar en un grado el alcohol de un vino, precisa añadir al mosto algo más de 1 kilogramo 700 gramos de azúcar de remolacha, de buena calidad.

Las disoluciones de sacarosa *no reducen* el licor de Fehling, es decir, que si añadimos a este reactivo un poco de disolución de azúcar de remolacha, y lo hacemos hervir, el licor continuará de color azul, sin enturbiarse ni formar el precipitado rojo ladrillo que se producirá, en las mismas condiciones apuntadas, con el *azúcar de uva*.

Experiencias.—1.^a En un tubo, matraz o cápsula, pónganse 10 centímetros cúbicos de licor de Fehling (5 cc. del licor A y 5 cc. del licor B); calentemos sobre una lamparilla de alcohol, hasta hacer hervir al licor; añádase un poco de la solución de azúcar de remolacha, y vuélvase a hervir. El líquido conservará su color azul, sin enturbiamiento ni precipitado alguno.

2.^a Tomemos 100 cc. (aproximadamente) de la disolución de azúcar, pongámosles en un matraz o en una cápsula, y añadamos 5 o 6 gotas de ácido clorhídrico; hagamos hervir durante 15 minutos; así habremos *invertido* el azúcar de remolacha. Dejemos ahora enfriar el líquido, y valiéndonos de una pipeta, o de una bureta, le añadimos,

gota a gota, una solución de sosa o potasa cáusticas (la que se emplea para determinar la acidez total de los vinos puede servirnos perfectamente) con el fin de neutralizar el exceso de ácido añadido, comprobando esta neutralización con un papelito de tornasol. Si repetimos la experiencia anterior con este líquido, así preparado (en lugar de la solución de azúcar ordinario), veremos que, en el licor Fehling, se forma un precipitado rojo ladrillo, y si añadimos bastante solución de azúcar invertido, el líquido pierde el color azul y se vuelve incoloro o amarillo. Con estas experiencias demostramos: a) que el azúcar ordinario (sacarosa) no reduce al licor Fehling; b) que el azúcar ordinario (sacarosa) se transforma en azúcar invertido (azúcar de uva) hirviendo su solución con unas gotas de un ácido; c) que el azúcar de uva reduce al licor Fehling.

La sacarosa es vez y media más dulce que el azúcar de uva.

Si a una disolución de azúcar de remolacha en agua (al 10 o 20 por 100), se le adiciona, poco a poco y removiendo bien, una lechada de cal, clara, se verá, primeramente, que la cal de la lechada se disuelve y el líquido queda claro, por haberse formado un cuerpo soluble en el agua, llamado *sacarato monocalcico* ($C_{12}H_{22}O_{11}CaO, H_2O$); y que si seguimos añadiendo más lechada de cal, se produce un precipitado blanco, de otra combinación de la sacarosa con la cal, llamada *sacarato tricalcico* ($C_{12}H_{22}O_{11}, 3CaO, H_2O$).

El primero de estos dos *sacaratos de cal* se emplea, a veces, para favorecer el mejor aclaro de la sidra. (Ver en Enología el capítulo que trata de la elaboración de esta bebida).

Almidón y féculas.—Son estas sustancias importantísimas en la vida de las plantas, por ser una de las formas en que éstas acumulan y guardan, por cierto tiempo, sus alimentos hidrocarbonados *de reserva*, que más tarde han de necesitar.

Empecemos por disponer una sencilla experiencia. Tomemos un poco de harina (de trigo, por ejemplo) pongámosla en una muñequilla de tela de batista fina (un pañuelo) y dejemos caer, sobre este saquito o muñequilla de tela, un chorrillo fino de agua, al mismo tiempo que, con los dedos y por fuera de la tela, amasamos la harina; el agua, que se emplea en esta operación, sale turbia, lechosa, y si la recogemos y dejamos reposar, deposita un polvo blanco, insoluble en el agua; *este polvo es el almidón*. Dentro de la tela quedará una masa pegajosa, de color blanco amarillento, o blanco parduzco, que es el *gluten*, sustancia nitrogenada que, con el almidón, forma la harina (1).

(1) Podemos también preparar, en forma análoga, almidón de muchísimas otras plantas, y no sólo de harina de semillas, sino de raíces y tubérculos que contienen abundantemente la sustancia que nos ocupa. Así, si raspamos una patata, colocamos las raspaduras sobre un tamiz de tela y dejamos correr un chorrillo de agua, sobre ellas, separaremos la *fécula* o *almidón de patata*, dejando reposar el agua turbia que atravesara el tamiz.

Examinado el almidón con una fuerte lupa, y mejor con un microscopio, se ve que está formado por granos redondeados u ovales de diferente tamaño y forma, según la planta de que se trate (trigo, patatas, judías, maíz, etc.) (ver figura 40), pero siempre constituídos por varias capas, alternativamente más o menos transparentes, alrededor de un punto llamado *hilo*.

Se acostumbra a reservar el nombre de *almidón* para el que procede de los granos de los cereales (trigo, cebada, avena, centeno,

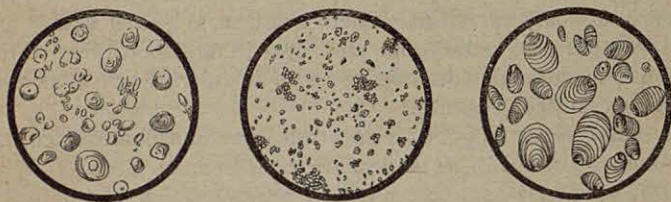


Fig. 40.—Diversos tipos de almidones.

1.—Almidón de trigo. —2. Almidón de arroz. —3. Fécula de patata.

maíz, arroz, etc.), usando el nombre de *fécula* para los almidones extraídos de raíces, tubérculos, tallos, etc.; por ejemplo, *fécula de patata*.

Lo mismo los granos de almidón que los de féculas, son muy pequeños y no iguales todos, aunque procedan de la misma planta, distinguiéndose bien los granos pequeños, jóvenes, recién formados por la planta, de los granos mayores, terminados ya de formar; pero el *tamaño medio* de estos gránulos depende de la clase de almidón o fécula de que se trate, y, por ejemplo, los trocitos de fécula de patata llegan a tener hasta 0,15 de milímetro, los de trigo solamente 0,05 de milímetro, y sólo 0,004 de milímetro los de las semillas de remolacha, que no son visibles más que con un gran aumento, en un buen microscopio.

No se conoce exactamente la fórmula del almidón, y aun modernamente predomina la idea de no considerar a los granos de almidón como homogéneos, es decir, formados por una sola sustancia química, sino por dos o más, de propiedades no idénticas; pero sí se sabe que el almidón es una sustancia compuesta de carbono, hidrógeno y oxígeno, en las proporciones que resultan de la fórmula $(C_{12}H_{20}O_{10})_n$ siendo n un número grande, y no conocido aún.

El almidón no se disuelve nada en agua fría, ni en el alcohol; en el agua caliente, los pequeñísimos granitos de que está formado, se hinchan mucho (hasta 30 veces su volumen) y acaban por romperse, formándose una masa o líquido viscoso, llamado *engrudo de almidón*, muy pegajoso.

Si este engrudo se diluye en mucha agua, y se hace hervir mucho tiempo, una par-